Kemijsko - tehnološki fakultet u Splitu
Zavod za opću i anorgansku kemiju

VJEŽBE IZ OPĆE i ANORGANSKE KEMIJE

Studij ISPDF

Interna skripta

Split, 2016.

SADRŽAJ

VJEŽBA BR. 1

1. UVOD

1.1 UVOD

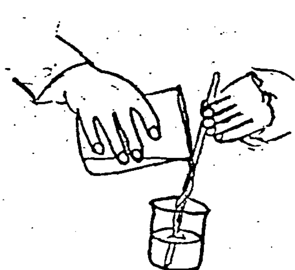
1.1.1 OSNOVNA PRAVILA LABORATORIJSKOG RADA

Prije početka rada obavezno je upoznati se s mjerama opreza i zaštite pri radu u laboratoriju, te se strogo pridržavati istih. Zbog stalne opasnosti od požara svaki student je na početku semestra dužan saznati gdje se nalazi aparat za gašenje požara i kako se njime rukuje, sanduk s pijeskom, deka za gašenje požara, glavni prekidači struje, te glavni ventili plina i vode.

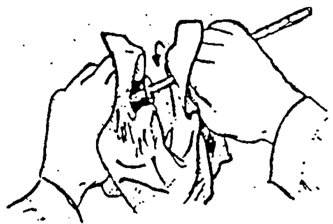
Na početku vježbi studenti će od voditelja vježbi dobiti naputke važne za rad tog radnog dana. Tijekom rada u laboratoriju potrebno je voditi radni dnevnik. Dnevnik se vodi prema uputama voditelja.

Osnovna pravila laboratorijskog rada su slijedeća:

- U laboratoriju trebaju vladati red i tišina.
- Tijekom rada student je dužan nositi radni mantil.
- Nije dozvoljeno izvoditi nekontrolirane eksperimente, odnosno eksperimente koji nisu propisani planom i programom vježbi.
- Prije početka svakog eksperimenta student je dužan pročitati kompletnu uputu za taj eksperiment. pri tome potrebno je obratiti pozornost ne samo na to što se radi, već kako se radi i zašto se tako radi.
- Ne počinjati eksperiment dok nije pripremljen sav potreban pribor i kemikalije.
- Potrebno je voditi računa o koncentraciji tražene kemikalije.
- Ako u uputi za izvođenje eksperimenta nije navedena količina reagensa, upotrijebiti najmanju potrebnu količinu. Reagense nikada ne vraćati natrag u bocu za reagense.
- Posuđe je preporučljivo prati odmah dok je vlažno, jer se kasnije teško pere.
- Nakon vaganja vagu treba očistiti, a utege uredno složiti u kutiju.
- Otpadne kapljevine i u vodi topljive soli bacati u izljev, te isti odmah oprati tekućom vodom.
- Organska otapala izlijevaju se u boce za otpadna organska otapala.
- U vodi netopljive soli, kao i sve ostale čvrste otpatke, bacati samo u posude za otpatke.
- Tijekom rada radno mjesto održavati čisto i uredno. Zato je potrebno da svaki student ima krpu za brisanje stola.
- Po završenom radu izljeve treba oprati, a radno mjesto dovesti u red.
- Svaku ozljedu potrebno je prijaviti odmah voditelju vježbi.



Slika 1. Ispravno ulijevanje koncentrirane kiseline u vodu uz miješanje



Slika 2. Provlačenje staklene cijevi kroz gumeni čep



Slika 3. Ispitivanje mirisa kemikalija

1.1.2 MJERE OPREZA I ZAŠTITE

Priroda laboratorijskog rada je takva da uvijek postoji potencijalna mogućnost ozljeda. Da bi se ta mogućnost svela na minimum, odnosno eliminirala, svaki student je dužan radu pristupiti ozbiljno, pridržavajući se mjera opreza i zaštite:

- U laboratoriju se ne smije jesti, piti i pušiti.
- U laboratoriju se ne smiju primati posjete.
- Ne dozvoliti da reagensi dođu u dodir s kožom i odjećom. Za to postoje zaštitne rukavice, radni mantil, pinceta itd. U slučaju da kemikalija dođe u dodir s kožom, to mjesto treba odmah oprati mlazom vodovodne vode. Daljnji tretman ovisi o prirodi kemikalije.
- Ne smije se zavirivati u otvor posuda u kojima se odvija eksperiment.
- U cilju zaštite očiju potrebno je nositi bezdioptrijske naočale. Ako u oko dođe kemikalija, treba ga odmah isprati mlazom vodovodne vode u trajanju ne dužem od 3 do 4 minute. Daljnje liječenje poduzima se prema prirodi kemikalije.
- Kod eksperimenta gdje se traži poseban oprez obvezno je lice zaštititi specijalnim providnim štitom za lice, a ruke gumenim rukavicama.
- Uvijek je potrebno provjeriti naziv kemikalije na boci, jer pogrešno uzeta kemikalija može izazvati nesreću.
- Ukoliko treba mirisom ispitati kemikaliju, to se radi na način da se boca odmakne od lica i dlanom ruke približe pare do nosa (slika 3.).
- Prigodom otvaranja boce u kojoj je lako isparljiva kapljevina bocu treba držati podalje, da se ne udišu pare.
- Prigodom otvaranja boce u kojoj je lako isparljiva kapljevina bocu treba držati podalje, da se ne udišu pare.
- Eksperimenti kod kojih se razvija otrovan plin, kao i eksperimenti kod kojih se razvija previše plina ili para izvode se u digestoru.
- Pretakanje lako upaljivih kemikalija ne smije se izvoditi u blizini plamena.
- Pri zagrijavanju kapljevine u epruveti, zbog opasnosti od prskanja, otvor epruvete ne smije se okrenuti prema sebi, niti prema drugim osobama.
- Nikada ne dodavati vodu u koncentriranu kiselinu, već kiselinu u vodu uz obavezno miješanje (slika 1.). Dodavanje vode u kiselinu izazvati će prskanje kapljevine.
- Kod rada sa staklenim priborom potrebno je paziti da ne dođe do loma istog i ranjavanja ruku ili nekog drugog dijela tijela. U slučaju loma staklenog pribora potrebno je odmah ukloniti krhotine, i ako je moguće, oštre rubove ostatka pribora ispolirati u plamenu.
- Provlačenje staklene cijevi i termometra kroz gumeni čep izvoditi hvatanjem cijevi i čepa krpom (slika 2.). Prethodno je potrebno staklo podmazati glicerinom, sapunicom ili vodom. Kod vađenja staklene cijevi upotrijebiti bušač za čepove.
- Predmete od kemijskog stakla zagrijavati na keramičkoj mrežici ili putem kupelji. Predmeti od običnog stakla ne smiju se zagrijavati jer lako pucaju.
- Ne ostavljati zapaljen plamenik pri napuštanju radnog mjesta
- Goruće šibice ne smiju se bacati u posude za otpatke.
- Manji požari u laboratoriju gase se vlažnim krpama ili pijeskom. Veći požari gase se aparatima za gašenje požara.

1.1.3 PRAVILA ODIJEVANJA U LABORATORIJU

- Tijekom rada u laboratoriju student mora nositi zaštitni mantil. Zaštitni mantil štiti gornji dio tijela i ruke do šaka. Ukoliko dužina radnog mantila nije do koljena hlače su obavezne.
- Obuća mora zaštiti stopala sa svih strana: u laboratoriju nije dozvoljeno nositi sandale, papuče, šlape, klompe.
- Duga kosa mora biti skupljena.
- Kontaktne leće ne nose se u laboratoriju.
- Tijekom izvođenja eksperimenata studenti su dužni nositi bezdioptrijske naočale, a kod opasnijih eksperimenata, kada je to navedeno u uputama vježbi, lice je potrebno zaštititi zaštitnom maskom.

1.1.4 Laboratorijski dnevnik

Svaki kemičar vodi dnevnik u koji unosi bitne podatke vezane za svoj rad. Dnevnik se piše u prvom licu jednine i mora sadržavati:

- Datum izrade vježbe
- Naziv vježbe
- Zapažanja tijekom rada
- Jednadžba kemijske reakcije
- Stehiometrijski proračun na bazi dobivenih podataka
- Tablice, grafovi i dijagrami ako su potrebni
- Zaključak

1.2 OSNOVNI LABORATORIJSKI PRIBOR

1.2.1 STAKLENI PRIBOR

Obično staklo

Obično staklo pored silicijeva dioksida sadrži još i natrijev i kalijev oksid. Nazivamo ga još i natrijevo ili meko staklo. Ovo staklo ima veliki koeficijent rastezanja. Ne podnosi velike promjene temperature, pa se ne smije zagrijavati. Od ovog stakla izrađuju se boce za čuvanje tekućih i čvrstih reagensa, menzure, lijevci, Petrijeve zdjelice, satna stakla, boce sisaljke, pneumatske kade, eksikatori, odmjerne tikvice, pipete, birete, piknometar…

Kemijsko staklo

Ovo staklo uz silicijev dioksid sadrži najčešće aluminijev i borov oksid. Često se za ovo staklo koristi naziv laboratorijsko ili vatrostalno staklo. Ima mali koeficijent rastezanja i bolju otpornost preba promjeni temperature zbog čega se smije zagrijavati. Ima veću tvrdoću od običnog stakla.
Najpoznatije vrste vatrostalnog stakla su:
PYREX (američko - englesko – francusko staklo), DURAN I JENA (njemačko staklo) i BORAL (hrvatsko staklo, proizvodi se u Puli).
Od kemijskog stakla se proizvode epruvete,čaše, okrugle tikvice, hladila, Erlenmayerove tikvice, tikvice za destilaciju...

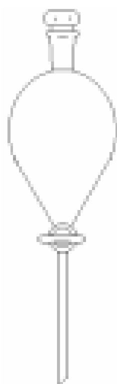
Kvarcno staklo

Kvarcno staklo je po svom sastavu čisti silicijev dioksid. Ono je oko 10 puta skuplje od kemijskog stakla. Koristi se u posebnim prilikama, kada je potrebna velika čistoća (instrumentalne metode). Ima mali koeficijent istezanja pa je otporno na visoke temperature, ali i na nagle promjene temperature. Može se zagrijano staviti u hladnu vodu, a da ne dođe do pucanja. Od njega se izrađuje različito posuđe koje se upetrebljava u bolničkim i znanstvenim laboratorijima gdje je potrebna naročita točnost.



Lijevak
Služi za prelijevanje tekućina i za filtriranje. Može biti različitih promjera i oblika ovisno o namjeni. U novije vrijeme izrađuju se i plastični lijevci.
Za usipavanje praškastih tvari koristi se lijevak s kratkim vratom.

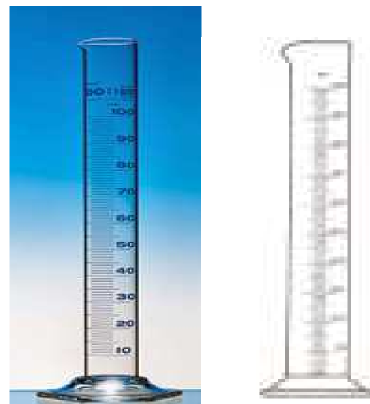




Lijevak za odjeljivanje

Mogu biti različitih oblika i veličina. Svi imaju ubrušeni stakleni čep. Na vratu imaju pipac ili ventil kroz koji se ispušta tekućina iz lijevka. Lijevci za odjeljivanje se koriste za ekstrakciju i za razdvajanje tekućina koje se meĐusobno ne miješaju.

Menzura



Služi za grubo odmjeravanje volumena tekućina. Prave se u izvedbama različitog volumena i to od 5 mL do 2 000 mL. Prilikom očitavanja volumena tekućine u menzuri treba voditi računa da oko bude u visini s crticom koju očitavamo. Izlijevanje tekućina iz menzure lakše se vrši preko tzv. «nosa» menzure.
Za precizno punjenje menzure neophodno je koristiti kapaljku do točne vrijednosti



Eksikator

Eksikator je posuda sa zatvorenim staklenim zvonom (poklopcem). Upotrebljava se za polagano sušenje i čuvanje tvari koje lako apsorbiraju vlagu iz zraka. Na dnu eksikatora se nalazi hidroskopni materijal koji apsorbuje samu vlagu iz uzorka. Najčešćese izrađuju od debelog lijevanog stakla. Zatvaraju se poklopcemčije brušene dijelovetreba namazati vazelinom kako bi postalinepropusni za zrak.



Reagens boca

Obično se prave od bezbojnog stakla, ali za kemikalije osjetljive na svjetlost postoje boce od tamnog stakla. U radu sa bocama potrebno je voditi računa da ne dođe do zamjene čepova s različitih boca.

Satno staklo



Koriste se za pokrivanje čaša s otopinom, pri vaganju i kao podloga za sušenje vlažnih uzoraka



Kristalizirka

Tekućina se ostavlja da u njima isparavana sobnoj temperaturi. Obično se ne zagrijavaju.



Posudica za vaganje
Koriste se za vaganje i čuvanje manjih količina uzoraka.
Uvijek imaju poklopac koji dobro prijanja na grlo posudice kako u nju nebi ulazila vlaga. Ako u njima sušimo uzorke u sušioniku moraju biti otklopljene.



Čaše

Čaše se izrađuju u dva osnovna oblika, kao niske i visoke. Svaka čaša ima mali izljev koji ogućava lakše izlijevanje sadržaja. Čaše se koriste za zagrijavanje većih količina reagensa. Zagrijavanje se vrši preko keramičke mrežice ili preko ceran ploče.

Erlenmayerova tikvica sa širokim grlom i sa brušenim čepom
Mogu poslužiti za izvođenje kemijskih reakcija.
Erlenmeyerove tikvice sa širokim grlom najčešće se koriste u volumetrijskoj analizi. Tikvice sa širokim grlom se koriste za titracije. Zagrijavanje se vrši preko keramičkih mrežica ili ceran ploče.

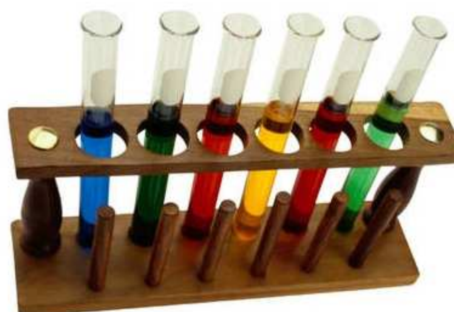




Tikvice s ravnim i okruglim dnom
Destilirka – tikvice za destilaciju

Okrugle tikvice se izrađuju u različitim veličinama. Mogu imati ravno (1) ili okruglo dno(2). Grlo tikvice može biti usko i dugačko ili široko i kratko što ovisi o namjeni tikvice.
Destilirke mogu biti sa običnim ili brušenim grlom. Koriste se za destilaciju tekućina.

Epruvete
Spadaju u osnovni laboratorijski pribor. Epruvete mogu biti različitih dimenzija ovisno o namjeni. Mogu biti bez gornjeg ruba, s gornjim rubom i epruvete za odsisavanje. Koriste se za zagrijavanje manje količine reagensa direktno na plamenu. Prilikom zagrijavanja epruveta se drži drvenom ili metalnom hvataljkom.





Liebigovo hladilo

Hladilo je ravna cijev s dvostrukom stijenkom. Može biti različitih duljina ovisno o namjeni. Kroz unutarnju cijev struje pare koje se hlade vodom koja struji vanjskom stijenkom. Smjer protoka vode je uvijek suprotan od smjera strujanja vrućih para. Hladila se koriste kao dio aparature za destilaciju. U hladilu se vrši kondenzacija para. Hladila mogu imati različite izvedbe unutarnje cijevi, pa one mogu biti spiralne ili kuglaste. Takva hladila se najčešće koriste kao povratna hladila kod refluksiranja.

1.2.2 PORCULANSKI PRIBOR

Osnovna sirovina za proizvodnju porculana je glina koja može imati različit sastav i različita svojstva. Osnovno svojstvo svih minerala koji ulaze u sastav gline je slojevita građa i sposobnost da na svoju površinu i između slojeva apsorbiraju vodu. Zbog toga glina u vodi nabubri i postaje hidroplastična tj. prikladna za oblikovanje. Nakon oblikovanja glineni proizvodi se suše na zraku a zatim peku na povišenoj temperaturi. Voda postepeno isparava, a glina se steže i očvrsne.

Porculan ima mali koeficijent rastezanja pa podnosi visoke temperature i uglavnom se koristi za izradu laboratorijskog posuđa koje se može zagrijavati na visokim temperaturama.

Zagrijavanje ove vrste posuđa se provodi direktno plamenom, a kao oslonac najčešće služi trokutić za žarenje. Zagrijavanje se vrši postepeno prvo slabijim, a zatim jačim plamenom.

Zagrijano posuđe se mora hladiti postepeno na zraku. Nije dozvoljeno prisilno hlađenje jer će doći do pucanja. U porculansko posuđe ne smijemo stavljati jake kiseline ili jake lužine jer može doći do nagrizanja odnosno oštećenja posuđa. Od porculana se izrađuju lončići za žarenje, zdjelice, tarionik, trokutići za žarenje, lađice, Büchnerov lijevak ......





Porculanski lončić s poklopcem

Porculanski lončić se izrađuje od finog, tankog, glaziranog porculana. izrađuju se u različitim veličinama. Mogu biti uski i široki ovisno o namjeni. Koriste se za žarenje krutih uzoraka.
Trokut za žarenje je laboratorijski pribor koji služi kao potpora posuđu tijekom zagrijavanja Bunsenovim plamenikom (npr. spaljivanje filtar papira u lončiću za žarenje).

Porculanska zdjelica
Izrađena je od finog tankog glaziranog porculana. izrađuje se u različitim veličinama. Ove zdjelice se koriste za reakcije gdje je potrebno zagrijavanje na visokim temperaturama i za uparavanje otopina do suha.

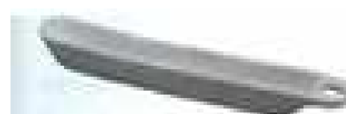




Büchnerov lijevak

Izrađuje se od nešto debljeg glaziranog porculana. Lijevak se koristi za vakum filtriranje. Ima ravno rupičasto dno na koje se postavlja kružno izrezani filtrirni papir. Papir mora pokriti sve rupice na dnu, ali ne smije dodirivati rubove lijevka da nebi dolazilo do podlijevanja otopine.

Porculanska lađica
Vrsta sitnog laboratorijskog posuđa koje se koristi za reakcije malih količina tvari pri visokim temperaturama unutar električnih peći ili reakcijskih cijevi od teškotaljivog ili kvarcnog stakla. Nisu glazirane. Smiju se zagrijavati do maksimalne temperature od 1200 °C.





Tarionik

Tarionik sa izrađuje od debelog neglaziranog porculana. On se koristi za usitnjavanje krutih uzoraka. Usitnjavanje se vrši pomoću tučka i to pritiskom, a ne udaranjem.

Slika 6. Porculanski pribor

1.2.3 METALNI PRIBOR

U svakom laboratoriju ćemo se susresti sa mnogo metalnog pribora. Metalni pribor može biti izražen od različitih vrsta metala: željeza, platine, čelika, nikla, srebra...... Danas se najčešće izrađuje od nehrđajućeg čelika. Čelik je legura željeza sa drugim metalima kao što su krom, nikal, volfram, silicij i drugi koji mu poboljšavaju svojstva.
Osim čelika za izradu laboratorijskog pribora se koristi i znatno jeftinije željezo. Željezo je sklono koroziji pa se mora zaštititi bojanjem i lakiranjem ili tankim slojem nekog metala koji je otporan na koroziju.
Laboratorijski pribor koji ima posebnu namjenu može biti načinjen i od vrlo skupih metala kao što su platina, srebro i nikal. Platina se koristi za izradu elektroda u elektrokemiji, a srebro i nikal za izradu posuda u kojima se tale alkalijski hidroksidi koji nagrizaju porculan. U metalni laboratorijski pribor spadaju: stalak (stativ), tronožac (tronog), hvataljke (kleme), spojnice, kliješta, metalni prsten, stezaljke, žlice, škare, špatule ....

Laboratorijska kliješta

Laboratorijska kliješta se izrađuju od čelika ili aluminija. Koriste se za pridržavanje vrućih predmeta.









Stezaljke
Izrađene su od vrlo žilavog nehrđajućeg čelika. Mogu biti različitih oblika i veličina. Najčešće se koriste Mohrova i Hofmannova stezaljka. Stezaljke služe za stezanje gumenih cijevi kako bi se regulirao protok kapljevina ili plinova. **Mohrova stezaljka** se sastoji od jake čelične žice savijene tako da se pritiskom na pločice njezini krajevi razmiču. **Hofmannova stezaljka** se sastoji od metalnog okvira, pomične pločice koja se nalazi u sredini i vijka kojim se može pomicati središnja pločica.

Spojnice

Spojnica ili mufa se izrađuje od željeza ili čelika. Ona se koristi za pričvršćivanje hvataljke na stalak. Mogu biti različitih veličina i oblika ovisno o namjeni.





Kleme (hvataljke) i prsteni

Hvataljka ili klema je načinjena od željeza ili čelika. Služi za pričvršćivanje staklenog pribora na stalak. Stijenke hvataljke su obložene gumom ili plutom kako stakleno posuđe nebi bilo u direktnom kontaktu s metalom. Posuđe se uvijek prihvaća hvataljkom na dijelu na kojem se ne zagrijava. Većina ljudi su dešnjaci pa se hvataljka postavlja tako da je vijak za pritezanje s desne strane.

Stativ ili stalak - Tronog za žarenje
Ceran ploča za žarenje



Stalak je izrađen od žželjeza ili čelika. Sastoji se od metalne šipke koja je uglavljena na postolje. Postolje može biti okrugla ili pravokutna ploča, ali postoje i postolja u obliku trokuta. Stalak je osnovni nosač aparature. Na njega se pričvršćuju spojnice ili metalni prstenovi.
Tronog se izrađuje od mekog željeza i koristi se kao pomagalo pri zagrijavanju laboratorijskog posuđa. Stakleno posuđe se zagrijava preko keramičke mrežice, a porculansko preko porculanskog trokuta. Koriste se i stalci za ceran ploču.

Metalni lončić



Lončić služi žarenju uzoraka na vrlo visokim temperaturama. Obično je od legure platine i iridija ili rodija, da bi bio tvrđi. Osjetljiv je na grebanje i ne smije se zagrijavati čađavim plamenom plinskog plamenika, jer bi postao krt. Užaren se smije hvatati samo platinskim kliještima. Čisti se koncentriranom klorovodičnom kiselinom, talinom natrijevog pirosulfata ili talinom natrijevog karbonata.



Ostali metalni pribor

Pinceta je načinjena od žilavog nehrđajućeg čelika. Pinceta se koristi za pridržavanje vrućih predmeta ili tvari koje ne smijemo držati prstima, npr. P, Na, As.. **Turpija** je izrađena od vrlo tvrdog nehrđajućeg čelika čija je površina nazubljena. Turpija može biti trokutastog ili elipsastog oblika i utaknuta je u drveni držač. Ona se koristi za oštrenje bušila za čepove. **Špatule** se izrađuje od nehrđajućeg ĉelika. Ima oblik uske trake koja se proširuje na krajevima. Spatula služi za uzimanje malih koliĉina krutih uzoraka. **Žlice** se obično izrađuju od nehrđajućeg čelika i koriste se za uzimanje krutih praškastih uzoraka. Danas se sve više koriste plastične žlice.

Slika 7. Metalni pribor

1.2.4 OSTALI PRIBOR

U preostali laboratorijski pribor spada pribor načinjen od drva, plastične mase, gume, pluta, i sl., kao i pribor izrađen od više materijala. Jedan dio tog pribora prikazan je na slici 8.



Stalak za epruvete – drveni - plastični - metalni



Drvena hvataljka



Mrežice i trokut za žarenje



Zaštitne naočale

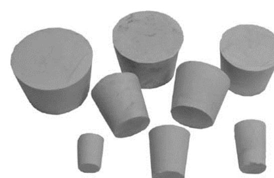


Plastična boca štrcaljka



Pluteni čepovi - Pluto je materijal koji se proizvodi iz kore hrasta plutnjaka. Pluto je lagano, porozno, elastično, lako se komprimira, ne trune i slabo provodi toplinu. Omekšavanje plutanih čepova se vrši kuhanjem u vodi. Ovom obradom plutu se povećava elastičnost. Plutene čepove ne smijemo koristiti za zatvaranje boca u kojima su jaka oksidacijska sredstva, jake kiseline i lužine te vodikov peroksid. Te tvari nagrizaju pluto. Plutene čepove ne možemo koristiti ni za zatvaranje boca u kojima su lakohlapive tvari jer je pluto porozno (propusno).

Gumeni čepovi - Glavna sirovina za proizvodnju gume je kaučuk koji se proizvodi iz soka kore drveta kaučukovca. Prirodna guma je meka, rastezljiva i ljepljiva masa koja na hladnom postaje krhka i lomljiva pa se mrvi. Prirodna guma se obrađuje dodatkom sumpora procesom vulkanizacije. Nakon obrade guma postaje tvrda, elastična i nepropusna. Tvrdoća gume ovisi o količini dodanog sumpora (više sumpora - veća tvrdoća).



Gumene čepove ne smijemo koristiti za zatvaranje boca u kojima se nalaze organska otapala (aceton, benzen, nitrobenzen, ugljikov disulfid i sl.), jer nagrizaju gumu. Zbog nepropusnosti gumeni čepovi se koriste pri sastavljanju aparatura kod kojih se ne zagrijava preko 100ºC. Guma ne podnosi visoke temperature.



Stakleni čepovi uglavnom čine sastavni dio aparatura ili boca i pristaju samo na te dijelove aparature odnosno boce. Staklene čepove ne smijemo koristiti za zatvaranje boca u kojima se nalaze jake lužine, jer staklo reagira s lužinama pri čemu se čep zapeče. Bocu ili dio aparature gdje se ĉep zapekao mora se namoĉiti u vodu i ostaviti preko noći. Poslije toga je razdvajanje tih dijelova mnogo lakše.

Ukoliko je potrebno brzo izvaditi čep mogu se upotrijebiti i druge metode:

1. Zapečeni čep treba lagano udariti o drvenu podlogu da se odlijepi.
2. Grlo boce treba brzo zagrijati sa svih strana, jer se grijanjem staklo širi. Važno je da se pri tome ne zagrije i čep.
3. S jedne strane čepa se kapne par kapi toluena i ostavi da prodre između čepa i grla boce.

1.2.5 PRANJE, ČIŠĆENJE I SUŠENJE LABORATORIJSKOG POSUĐA

Treba steći naviku pranja posuđa odmah nakon upotrebe, jer se tada najlakše uklanjaju nečistoće. Stakleno posuđe ne smije se čistiti mehaničkim sredstvima za čišćenje (pijesak, Vim, stakleni štapići, metalne žice), jer oni uzrokuju oštećenja stakla.
Manje zaprljano posuđe pere se otopinom detergenta, pomoću četke za pranje.
Ako je posuđe dosta masno upotrebljavaju se organska otapala, alkoholna otopina kalijevog hidroksida i krom sumporna kiselina. Ukoliko se radi o onečišćenju anorganskim tvarima, za čišćenje se koriste klorovodična kiselina, dušična kiselina, sumporna kiselina i zlatotopka. Nakon čišćenja bilo kojim od spomenutih sredstava posuđe treba dobro isprati vodovodnom vodom, a zatim tri puta destiliranom vodom.
Posuđe je čisto kada se, nakon ispiranja destiliranom vodom, kapljice vode ne zadržavaju na stjenkama. Oprano posuđe treba ostaviti da se suši u ormariću. Brzo sušenje postiže se u električnom sušioniku. U sušionik se posuđe stavlja s otvorom prema gore, da bi vodena para mogla izaći. Kalibrirano posuđe (posuđe za mjerenje volumena) ne smije se sušiti u sušioniku, već se suši u struji zraka.
Organska otapala i otopine kiselina i lužina, nakon upotrebe za pranje ne bacaju se u izljev, već se spremaju u posebne posude za otpadna otapala.

1.2.6 OPĆI RIZICI U LABORATORIJU

Oznake opasnosti:

Vrlo otrovno slovni znak T+	T+ VRLO OTROVNO	Otrovno slovni znak T	T OTROVNO
Štetno slovni znak Xn	Xn ŠTETNO	Nadražujuće slovni znak Xi	Xi NADRAŽUJUĆE
Nagrizajuće slovni znak C	C NAGRIZAJUĆE	Opasno za okoliš slovni znak N	N OPASNO ZA OKOLIŠ
Oksidirajuće slovni znak O	O OKSIDIRAJUĆE	Eksplozivno slovni znak E	E EKSPLOZIVNO
Lako zapaljivo slovni znak F	F LAKO ZAPALJIVO	Vrlo lako zapaljivo slovni znak F+	F+ VRLO LAKO ZAPALJIVO

Reagensi je zajednički naziv za tvari koje se koriste za izvođenje različitih eksperimenata. Tvari imaju vrlo različita svojstva pa zahtijevaju različite uvjete čuvanja i rada s njima. Ovisno o čistoći variraju i njihove cijene. Različiti eksperimenti zahtijevaju reagense različite čistoće. Na svakom reagensu je na etiketi naznačena čistoća. Kod nas se koriste slijedeće oznake za čistoću:

Tehn.	Tehnički	za tehničke svrhe
Pur.	Purum	čisto
Puriss.	Purissimum	naročito čisto
p.a.	pro analysi	za analitičke svrhe

Prije upotrebe nekog reagensa potrebno je pažljivo pročitati naljepnicu na reagensu. Osnovni podaci koje mora sadržavati svaka naljepnica su:

- Naziv reagensa i opis
- Preporuke za rukovanje i skladištenje
- Podaci o čistoći i hidrataciji
- Masa reagensa u trenutku pakiranja
- Slikovna oznaka opasnosti (piktogram)
- Kemijska formula, relativna molekulska masa (FW)
- Preporuka pružanja prve pomoći
- Bar kod, kodni broj reagensa

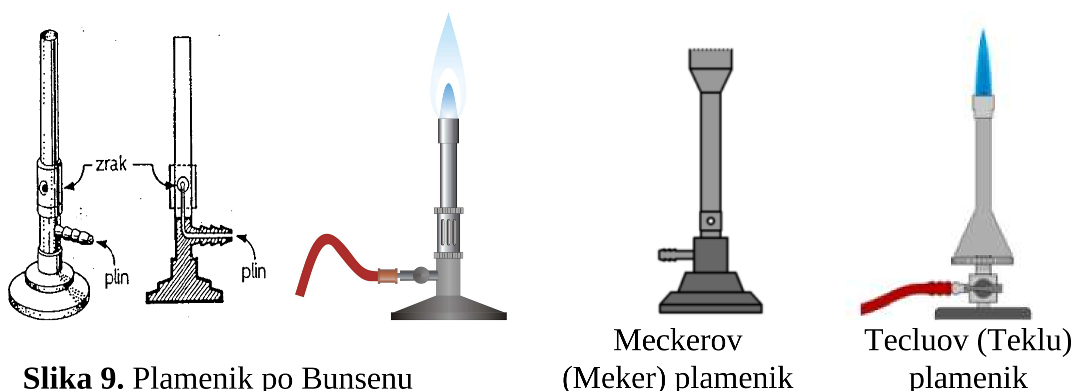
1.3 VAŽNIJI LABORATORIJSKI PRIBOR I NJEGOVA UPORABA

1.3.1 PRIBOR I NAČINI ZAGRIJAVANJA

Zagrijavanje spada među najvažnije operacije u kemijskom laboratoriju. Zagrijavanje se izvodi:

- izravno u plamenu;
- preko keramičke mrežice;
- u kupeljima;
- pomoću električnih uređaja za zagrijavanje.

Kod prva tri načina zagrijavanja najčešće se koriste plinski plamenici. U upotrebi su dosta često Meckerov (Meker) plamenik i Tecluov (Teklu) plamenik, dok se najčešće upotrebljava Bunsenov (Bunzen) plamenik (slika 9.). Bunsenov plamenik sastoji se od: postolja s dovodom plina, sapnice i dimnjaka s prstenom za regulaciju dovoda zraka. Kod novijih modela moguća je i regulacija dovoda plina na samom plameniku.

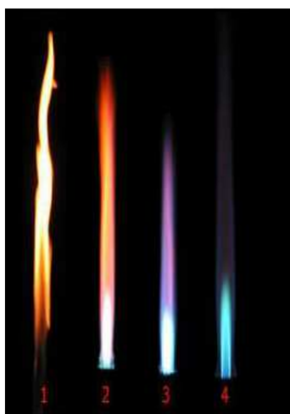


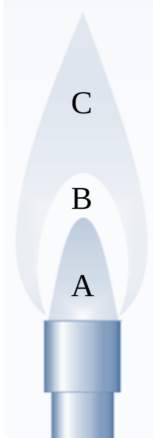
Slika 9. Plamenik po Bunsenu

Meckerov (Meker) plamenik

Tecluov (Teklu) plamenik

Najveća količina topline oslobađa se pri potpunom sagorijevanju plina, kad je plamen skoro bezbojan. U tom plamenu Bunsenovog plamenika uočavaju se tri plamene zone: (slika 10.)





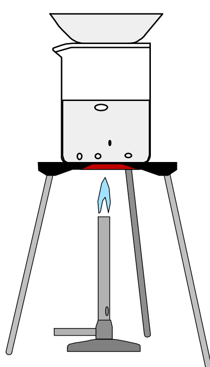
- *unutarnja* (A), temperatura do 350 °C; dolazi do miješanja plina i zraka i nema sagorijevanja.

- *srednja* (B), t = 500 – 550 °C; sagorijevanje je nepotpuno. Ovaj dio plamena ima redukcijsko djelovanje, pa se naziva još i redukcijskom zonom.
- *vanjska* (C), temperatura do 1500 °C; sagorijevanje plina je potpuno. Kako ovaj dio plamena ima oksidacijsko djelovanje, naziva se i oksidacijskom zonom.

Slika 10. Plamen u ovisosti o dotoku zraka i plamene zone u plamenu Bunsenova plamenika.

Ako je dovod plina premalen, a dovod zraka prevelik može doći do "uskakanja plamena", tj. izgaranja plina na samoj sapnici. Uskakanje se prepoznaje po jakom šuštanju iz plamenika i jakom zagrijavanju plamenika. U tom slučaju plamenik treba ugasiti i pričekati da se potpuno ohladi, a zatim izvršiti pravilno paljenje. ***Pravilno paljenje*** izvodi se na slijedeći način: Zatvoriti dovod zraka, a otvoriti dovod plina. Upaliti plamen i postepeno povećavati dovod zraka do skoro bezbojnog plamena, tj. do potpunog izgaranje plina.

Pri izravnom zagrijavanju staklenog posuđa u plamenu, plamen ne smije dulje vrijeme zagrijavati jedno mjesto, jer može doći do omekšavanja stakla. Da bi se to izbjeglo, zagrijavanje treba izvoditi tako da se pri tom pomiče ili plamenik ili posuda.
Stakleno posuđe (čaše, tikvice) preporučljivo je zagrijavati preko keramičke mrežice, jer se time umanjuje mogućnost da pucanja. U slučaju kada je potrebno dulje i ravnomjernije zagrijavanje, pri stalnoj temperaturi, upotrebljavaju se kupelji. Izbor kupelji ovisi o potrebnoj temperaturi zagrijavanja. Tako se kod zagrijavanja do temperature vrenja vode (100°C) najčešće koristi vodena kupelj (slika 11.). Za temperature do oko 350°C koriste se različite uljne kupelji. Pri radu s njima treba paziti da voda ne dospije u ulje, jer tada dolazi do prskanja ulja. Ako se pri radu ulje zapali ne smije se gasiti vodom, već se kupelj prekrije keramičkom ili salonitnom pločom. Za više temperature koristi se pješčana kupelj, koja se sastoji od posude napunjene kvarcnim pijeskom (slika 13.). Za postizanje vrlo visokih temperatura upotrebljavaju se električne peći raznih tipova. Za sušenje posuđa i nekih tvari koristi se električni sušionik (slika 14.).



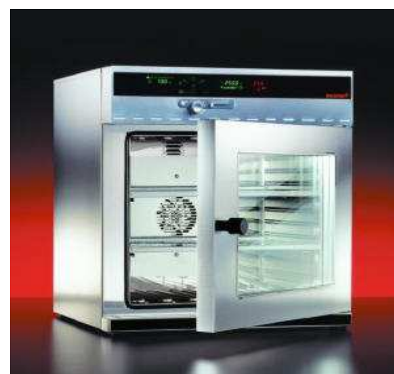
Slika 11. Jednostavna i električna vodena kupelj



Slika 12. Uljna kupelj



Slika 13. Pješčana kupelj



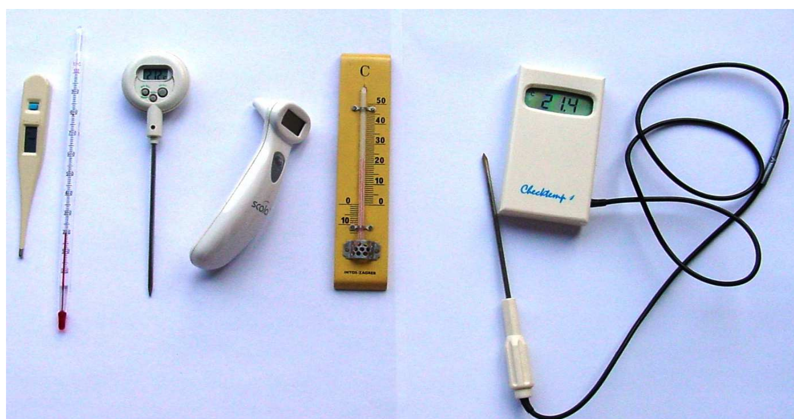
Slika 14. Električni sušionik

1.3.2 PRIBOR I NAČINI MJERENJA TEMPERATURE

Za mjerenje temperature u kemijskom laboratoriju najčešće se koriste živini termometri.
Uporaba ovih termometara moguća je u intervalu od -38.9^{o}C (temperatura skrućivanja žive) do 357^{o}C (vrelište žive).
Za temperature niže od -38.9^{o}C rabe se termometri u kojim je živa zamijenjena toluenom (do -80^{o}C), alkoholom (do -120^{o}C) odnosno pentanom (do -220^{o}C). Radi lakšeg očitanja temperature te kapljevine obojene su crvenom ili plavom bojom.
Temperature više od 357^{o}C moguće je mjeriti specijalnim živinim termometrom kod kojeg je u kapilarni prostor stavljen inertni plin pod tlakom, čime se vrelište žive znatno povećava. Takav živin termometar s spremnikom od kvarca može se rabiti do 750^{o}C.
Termometri se izrađuju u različitim veličinama, oblicima i baždarenim skalama, već prema svojoj namjeni. Tako se pored običnih termometara kod kojih je skala podijeljena na cijele ili na pola stupnja, radi točnijeg očitavanja temperature izrađuju termometri s baždarenom skalom s točnošću od 0.1 do 0.02^{o}C.

Prigodom mjerenja temperature neke kapljevine termometar mora biti uronjen u kapljevinu tako da živin spremnik ne dodiruje stijenke posude.

Za mjerenje visokih temperatura upotrebljavaju se **termočlanci** ili **pirometri.**



1.3.3 PRIBOR I NAČINI MJERENJA VOLUMENA

Uobičajeno je da se kod čvrstih tvari mjeri masa, a kod kapljevitih i plinovitih volumen.

Za mjerenja volumena plina najčešće se koriste plinske pipete i plinske birete, a za sakupljanje i približno mjerenje menzure uronjene u vodu (slika 17).



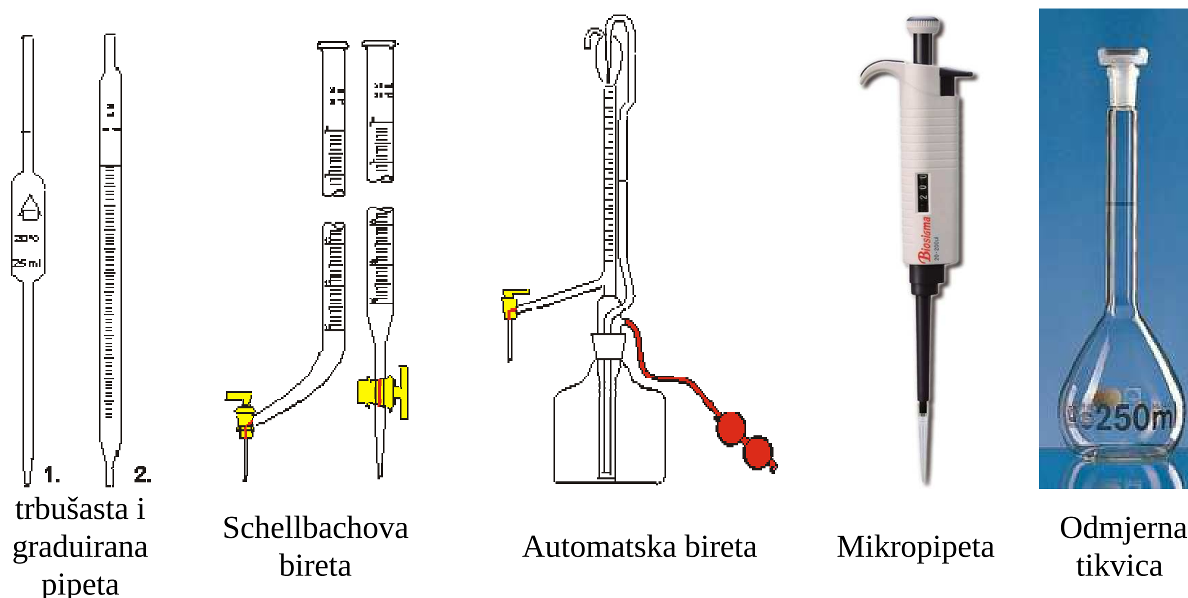
Slika 17. Približno mjerenje volumena plina

Za mjerenje volumena kapljevina služe menzure, pipete, birete i odmjerne tikvice.
Menzure su graduirani stakleni cilindri izrađeni od običnog stakla, a služe za približno određivanje volumena. Izrađuju se u raznim veličinama, najčešće od 5, 10, 25, 50, 100, 250, 500, 1000 i 2000 cm^3. Za precizno određivanje volumena služe pipete, birete i odmjerne tikvice.
Pipete (slika 15.1. i 15.2.) su cilindričnog oblika i mogu biti trbušaste (1) i graduirane (2).
Trbušaste služe za odmjeravanje uvijek istog, određenog volumena, za koji su baždarene.
Na suženom dijelu pipete je prstenasta oznaka (marka) do koje treba napuniti pipetu. Pipeta se puni usisavanjem. Uvijek se usiše nešto više kapljevine, pa se gornji otvor zatvori kažiprstom (ne palcem) i polako ispušta višak dok se nivo kapljevine ne spusti do oznake. Trbušaste pipete izrađuju se obično od 2, 5, 10, 25, 50, 100 i 200 cm^3. Ove pipete točnije su od graduiranih. Graduirane pipete izrađuju se u različitim veličinama i mogu se upotrebljavati za mjerenje različitih volumena od 0.1 cm^3 na više. Birete (slika 15.3. i 15.4.) su dugačke graduirane staklene cijevi, koje se učvršćuju na stative. Za neutralne i kisele otopine upotrebljavaju se birete koje završavaju staklenim pipce. Za lužnate otopine koriste se birete koje završavaju gumenom cijevi s kapilarom i štipaljkom, jer lužine otapaju staklo. Bireta ima raznih veličina i vrsta, već prema njihovoj namjeni. Najčešće se upotrebljavaju Mohrova (Mor) i Schellbachova (Šelbah) bireta.

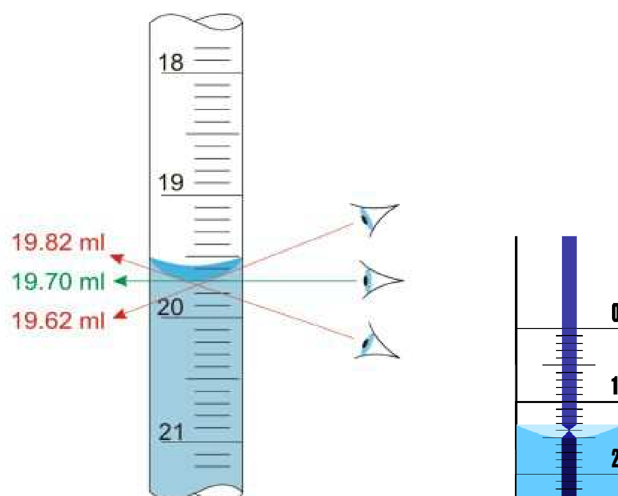
Odmjerne tikvice (slika 15a.) su staklene posude kruškastog oblika s ravnim dnom i dugim uskim grlom na kojemu je prstenasta oznaka (marka) do koje treba napuniti tikvicu. Na vrhu se zatvaraju izbrušenim grlom i čepom, koji omogućuje da se otopine u tikvicama mogu dobro izmiješati. Odmjerne tikvice služe za pripremanje otopina određene koncentracije, a izrađuju se najčešće od 5, 10, 50, 100, 250, 500 i 1000 cm^3.
Menzura, bireta i odmjerne tikvice pune se ulijevanjem, a pipete usisavanjem kapljevine na donji otvor.

Pri očitavanju volumena promatra se donji menisk kapljevine, a treba se postaviti tako, tj. posudu treba držati, da menisk bude u visini očiju (slika 16.).
Temperatura kapljevine pri mjerenju treba biti približno jednaka temperaturi pri kojoj je posuda baždarena. Na svakoj kalibriranoj posudi označena je temperatura pri kojoj je baždarena (najčešće 20^oC).

Pipete, birete i menzure baždarene su na izljev. To znači da je određeni volumen kapljevine postignut ispuštanjem kapljevine iz posude, te se ne smije npr. kod pipete puhati da izađe "zadnja kap", kao što praktikanti to običavaju.
Odmjerne tikvice baždarene su na uljev.



Slika 15. Pribor za mjerenje volumena kapljevina:



Slika 16. Očitavanje volumena:
Lijevo - očitani volumen 19,7 ml - donji menisk kapljevine u menzuri
Desno - očitani volumen 19,6 ml – suženje plave trake u bireti

1.3.4 UPORABA MEHANIČKE PROPIPETE

Otrovne kapljevine, lako isparljive kapljevine i korozivne kapljevine ne smiju se usisavati u pipetu ustima, već uporabom mehaničke propipete (slika 18.). Propipeta je izrađena od gume. Propipeta se donjim otvorom navuče na gornji otvor pipete. Stiskanjem prstima "ventila" A, uz istovremeno stiskanje loptastog dijela, istisne se iz loptastog dijela zrak i propipeta je spremna za usisavanje kapljevine u pipetu.

Osim mehaničke propipete, za rad s otrovnim kapljevinama, koriste se i klipne pipete, kao i mikropipete s promjenjivim nastavcima.



Usisavanje se vrši stiskanjem "ventila" B. Usisavanje treba vršiti oprezno, da kapljevina ne uđe u propipetu. Ispuštanje kapljevine vrši se pritiskanjem "ventila" C.

A - Zračni ventil; istisnuti zrak iz propipete
S - Ventil za usisavanje; povlači kapljevinu u pipetu
E - Ventil za pražnjenje; ispuštanje kapljevine

Slika 18. Mehanička propipeta

1.4 PRIBOR I NAČIN RADA S PLINOVIMA

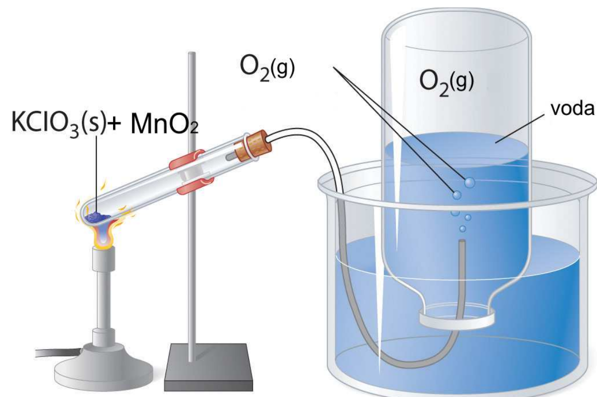
Plinovi se za laboratorijske potrebe mogu prirediti neposredno pred samu uporabu, direktno u laboratoriju. Međutim, laboratorijski način njihova dobivanja ponekad je složen, a kada je potrebna veća količina i skup. U tom slučaju koriste se gotovi plinovi iz čeličnih boca (bombi). Obojeni prsten oko grla boce označava sadržaj boce.
Plinovi se u čeličnim bocama (bombama) nalaze pod tlakom i do 2×10^4 kPa, te se u svrhu uporabe u laboratoriju (101 - 1010 kPa) iz čeličnih boca smiju ispuštati samo preko redukcijskog ventila (slika 19.). Zadatak redukcijskog ventila je da regulira istjecanje plina iz boce. Na redukcijskom ventilu su dva manometra. Manometar bliži boci mjeri tlak u samoj boci, dok drugi manometar mjeri tlak pod kojim plin izlazi iz ventila.



Slika 19. Redukcijski ventil

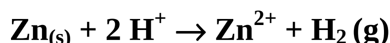


Slika 20. Kippov aparat



Slika 21. Jednostavni generator plina

Najpoznatiji aparat za laboratorijsko dobivanje plinova jest Kippov aparat (slika 20.), koji se sastoji od kruškastog dijela (A) i kuglastog lijevka (B). U srednji dio aparata, iznad suženja kruškastog dijela, stavlja se čvrsta tvar (Zn, $CaCO_3$, FeS), već prema tome koji plin se želi dobiti. U kuglasti lijevak, odozgo, ulijeva se klorovodična kiselina, w(HCl) = 20% ili sumporna kiselina, w = 20% (ne za CO_2!). Kada je Kippov aparat pun, otvaranjem pipca (C) kiselina iz dijela (B) ide u dio (A) i stupa u reakciju s čvrstom tvari. Da ne bi došlo do prskanja aparata uslijed naglog oslobađanja plina, pipac (C) mora se polako otvarati i na taj način kiselinu postepeno puštati u kontakt s krutom tvari.



$$\mathbf{Zn_{(s)} + 2\,H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\,(g)}$$



$$\mathbf{CaCO_{3(s)} + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2\,(g) + H_2O}$$



$$\mathbf{FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S\,(g)}$$

Razvijeni plin izlazi kroz pipac (C). Zatvaranjem pipca (C) prekida se izlazak plina, ali reakcija između čvrste tvari i kiseline i dalje se odvija. Oslobođeni plin sada potiskuje kiselinu natrag u kuglasti lijevak i kada se uspostavi ravnoteža između tlaka plina i težine kiseline reakcija prestaje.
Za laboratorijsko dobivanje plinova može poslužiti i jednostavni generator plinova (slika 21.).
Plinovi se prije uporabe pročišćavaju i suše provođenjem kroz ispiralice s odgovarajućim sredstvima za čišćenje i sušenje. Pri radu sa stlačenim (komprimiranim) plinovima treba biti posebno oprezan. Ventile i brtve opasno je podmazivati. Da bi se spriječilo prevrtanje čeličnih boca, one se moraju učvrstiti uz laboratorijski stol ili uz zid. Prigodom transporta boce s nje se skida redukcijski ventil, dok se glavni ventil prekriva zaštitnom čeličnom kapom. Način postupanja s plinskim bocama propisan je mjerama zaštite na radu.

1.5 PRIBOR I NAČINI MJERENJA MASE

Uređaj koji omogućava mjerenja mase jest vaga.
Za grubo određivanje mase služe tehničke vage, koje važu s preciznošću ±0,01 g. (slika 22.).



Slika 22. Mehanička tehnička vaga s utezima




Slika 23. Analitička i tehnička automatska vaga

Analitičke vage služe za vrlo precizna mjerenja do ±0,0001g. One se ugrađuju u staklene ormariće s vratima. U ormariće se stavlja i sredstvo za upijanje vlage.
Razvoj tehnike omogućio je izradu preciznih poluautomatskih i automatskih vaga na jednu polugu, čija uporaba skraćuje vrijeme vaganja (slika 23.).
Vage se smještaju u posebnu prostoriju, na posebno izrađene stolove. Na taj način su zaštićene od mehaničkih udara, strujanja zraka, temperaturnih promjena i isparavanja kemikalija.

1.5.1 PRAVILA KORIŠTENJA VAGE

Postupak vaganja propisuje proizvođač vage. Zbog toga je prije vaganja potrebno dobro proučiti upute. Opća pravila kojih se treba pridržavati kod vaganja su:

- S vagom je potrebno uvijek pažljivo rukovati.
- Predmet vaganja i utege stavljati na zdjelicu vage i skidati s nje samo ako je vaga zakočena (aretirana).
- Na zdjelice se ne smiju stavljati vrući, vlažni ili nečisti predmeti. Predmet koji se važe mora imati temperaturu vage.
- Predmet vaganja nikada ne stavljati izravno na zdjelicu, već ga mjeriti u posudici za vaganje, satnom staklu ili lađici od papira. Isparljive tvari, čije pare mogu oštetiti vagu, uvijek vagati u dobro zatvorenim posudama.
- Utege (ako ih vaga ima) hvatati pincetom iz kompleta utega. Utezi mase veći od 1 g prihvaćaju se pincetom tako da je svinuti kraj pincete okrenut prema gore, a utezi od 0,5 g i manji tako da je svinuti kraj pincete okrenut prema dolje. Nakon uporabe svaki uteg vratiti na njegovo mjesto u kompletu utega. Utezi se ne smiju zamjenjivati iz jednog kompleta u drugi.
- Vage nikada ne opteretiti preko njenog kapaciteta vaganja.
- Očitavanje otklona vršiti samo uz zatvorena vratašca vage.
- Kada nije u uporabi, vagu uvijek držati zakočenu, a vratašca ormarića zatvorena.
- Vagu održavati čistom i urednom.
- U slučaju bilo kakve neispravnosti vage, ne popravljati je sam već se obratiti voditelju vježbi.

1.6 KEMIKALIJE I POSTUPAK S NJIMA

Kemikalije se čuvaju u staklenim i plastičnim bocama. Kapljevite kemikalije čuvaju se u bocama s uskim grlom, a čvrste u bocama sa širokim grlom. Boce uvijek moraju biti začepljene čepom. Čepovi su najčešće od stakla, ali mogu biti od plastike, gume ili pluta, ovisno o prirodi kemikalije.

Čvrsta kemikalije uzimaju se iz boce čistom plastičnom ili metalnom žlicom.
Prilikom uzimanja kapljevitih kemikalija ne smije se ići pipetom direktno u bocu, već se kemikalija iz boce prelijeva u epruvetu ili čašu, te se odatle pipetom uzima potrebna količina.

Višak se iz epruvete ili čaše ne smije vratiti natrag u bocu.

Kad se iz boce vadi čep, treba ga staviti na stol tako da leži na svojoj široj bazi. Ako je stakleni čep na svojoj gornjoj strani spljošten drži se u ruci između prstenjaka i malog prsta (slika 24.).



Slika 24. Pravilno držanje čepa

U slučaju da se stakleni čep ne može lako izvaditi iz boce treba lagano udarati čepom po rubu stola, a ako ni to ne uspije obratiti se voditelju vježbi.
Na bocama u kojima se čuvaju kemikalije nalijepljene su etikete s nazivima kemikalija, te prelijevanjem treba izvoditi s one strane boce gdje se ne nalazi etiketa, kako se ista ne bi oštetila.
Bocu iz koje je uzeta potrebna količina reagensa potrebno je odmah začepiti i spremiti na njeno mjesto.
Ostali postupci s kemikalijama navedeni su već u poglavlju 1.1 i 1.2.

1.7 GUSTOĆA TVARI

Gustoća neke tvari, pri danoj temperaturi, jest masa te tvari u jedinici volumena:

gustoća = masa / volumen $$\rho = \frac{m}{V}$$

U međunarodnom sustavu mjernih jedinica gustoća se izražava u kilogramima po metru kubičnom (kg m^{-3}). U tablicama nalazimo gustoće tvari izražene u različitim jedinicama, npr. g mL^{-1}, g cm^{-3}, g dm^{-3}, kg dm^{-3}. Pri tome se mijenjaju samo mjerni brojevi gustoće, ovisno o jedinicama mase i volumena. Gustoća tvari ovisi o temperaturi, tako da svaki podatak za gustoću mora sadržavati još i napomenu pri kojoj je temperaturi ta gustoća tvari izmjerena. Općenito, gustoća tvari se smanjuje kad se temperatura povisi, a raste kada se ona snižava. Izuzetak je voda koja ima najveću gustoću pri 3,98°C.

4.VJEŽBE

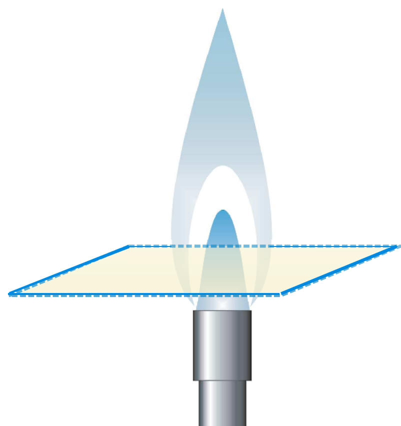
4.1. NEKE OSNOVNE LABORATORIJSKE OPERACIJE

EKSPERIMENT 1. Rad s plamenikom

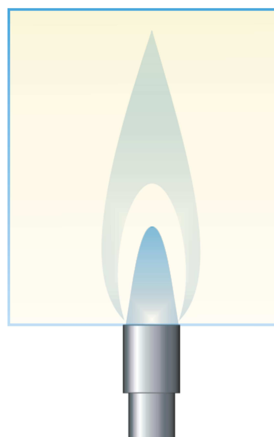
PRIBOR: Plamenik po Bunsenu
Metalna kliješta
Šibice
Komadi tvrdog papira

POSTUPAK:

Plamenik rastaviti na sastavne dijelove, pogledati svaki dio i plamenik ponovo sastaviti. Pregledati da li je gumena cijev, koja spaja plamenik s plinovodom, u ispravnom stanju. Priključiti plamenik na plin i izvršiti pravilno paljenje plamenika (opisano u poglavlju 2.1.).



Slika 25.
Vodoravno u plamenu.



Slika 26.
Okomito u plamenu.

Jedan komad tvrdog papira staviti, trenutno, vodoravno u plamen, blizu otvora dimnjaka (slika 25.), a zatim drugi komad okomito u plamen (slika 26.). Papire držati metalnim kliještima.

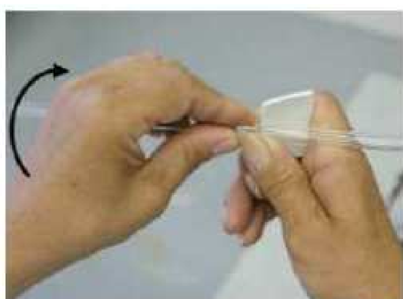
Ako je eksperiment pravilno izveden na papirima se očituju plamene zone. Papire spremiti i zalijepiti u prilog nakon zadatka.

EKSPERIMENT 2. Rad sa staklenim cijevima

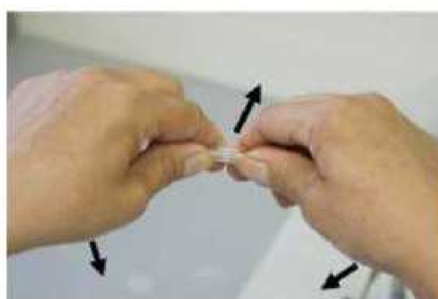
PRIBOR: Staklene cijevi manjeg promjera,
Turpija ili pilica za staklo
Plamenik

POSTUPAK:

Odrezati četiri komada staklene cijevi duljene po oko 15 cm. Staklo se reže na način da se pomoću turpije ili pilice štapić, odnosno cijev zareže samo na jednom mjestu (slika 27.). Zarez se odmah navlaži, cijev uhvati s obje ruke (slika 28.) i prelomi. Prigodom lomljenja palci se moraju skoro doticati, a zarez mora biti na suprotnoj strani palčeva. Ako lomljenje ne ide uz slab pritisak ruku, treba načiniti dublji rez. Bridovi polomljenih cijevi su oštri i treba ih ispolirati. To se postiže zagrijavanjem najprije u slabom a zatim u jačem plamenu uz lagano okretanje. Čim se plamen oboji žuto, poliranje je završeno. Kada se jedan brid ohladi, polira se drugi. Treba paziti da se cijev ne drži dugo u plamenu da ne dođe do sužavanja otvora cijevi.



Slika 27. Rezanje staklene cijevi



Slika 28. Lom staklene cijevi



Poliranje rubova

Od jednog komada cijevi treba savijanjem dobiti koljeno pod kutom od 90^o. U tu svrhu prihvaća se ohlađena cijev s obje ruke i grije na duljini oko 5 cm neprekidno okretanjem u istom smjeru (slika 29.). Kad cijev omekša, izvadi se iz plamena, brzo savije na 90^o uz istovremeno slabo rastezanje i drži dok se ne ohladi (slika 30).

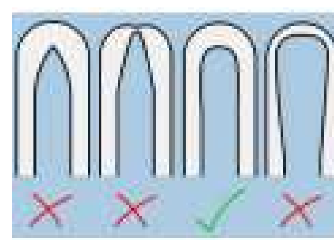
Od drugog komada cijevi izvlačenjem napraviti kapaljku. U tu svrhu grijati cijev, na već opisani način, na onom mjestu gdje se želi suziti (slika 31.). Kad cijev omekša, stisnuti cijev da se malo skrati i da stijenke odebljaju. Nakon toga izvaditi cijev iz plamena i brzo je izvući do željenog suženja. Kad se cijev ohladi odrezati je i oštre rubove ispolirati.



Slika 29. Zagrijavanje staklene cijevi



Slika 30. Savijanje staklene cijevi

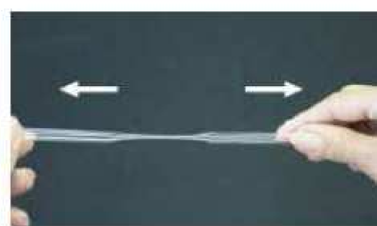




a)



b)



c)



d)



e)



f)

Slika 31. Faze izrade kapaljke

Na analogan način od trećeg komada cijevi napraviti kapilare (slika 31).

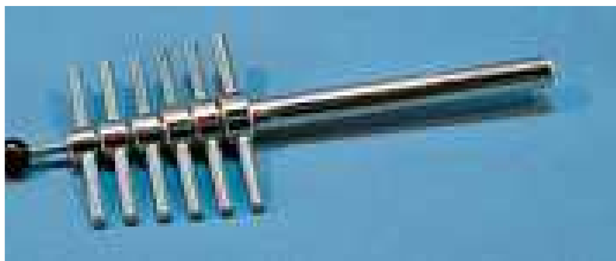
Na četvrtom komadu vježbati zataljivanje staklene cijevi. U tu svrhu postupati kao kod izrade kapaljke, zatim otkinutu uski dio a suženi kraj cijevi grijati u plamenu dok se potpuno i pravilno ne zatali.

EKSPERIMENT 3. Bušenje čepova

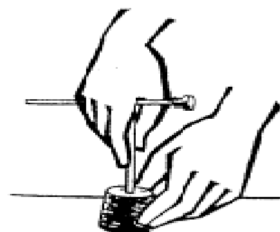
PRIBOR: Plutani ili gumeni čep
Staklena cijev

POSTUPAK:

Prema otvoru tikvice odabrati čep. U čepu izbušiti dvije rupe promjera staklene cijevi. Rupe se buše bušačima za čepove (slika 32.). Kod bušenja plutenog čepa bušač mora biti nešto manjeg promjera od promjera cijevi koja se želi provući kroz rupu. Za gumeni čep bušač mora biti nešto veći od promjera cijevi. Bušenje se izvodi tako da se čep svojom širom bazom položi na dasku od mekanog drva. Bušač se namaže glicerinom, stavi na čep i okreće pritiskanjem jednom rukom, dok se drugom rukom drži čep (slika 33.). Bušač se mora okretati uvijek u istom smjeru. Poslije uporabe bušač očistiti i spremiti u kutiju.



Slika 32. Bušač za čepove



Slika 33. Bušenje čepova

Umetanje staklene cijevi u probušeni čep

Kraj cijev koju ćemo provlačiti kroz čep prvo namažemo glicerinom ili nakvasimo vodom. Prilikom rada cijev držimo desnom rukom, a čep lijevom. Cijev lagano guramo kroz otvor na čepu uz istovremeno okretanje uvijek u istom smjeru. Cijev treba držati što bliže čepu kako ne bi pukla. Kako bi se izbjegle povrede zbog eventualnog pucanja cijevi, cijev je potrebno omotati krpom.

EKSPERIMENT 4. Određivanje gustoće kapljevine piknometrom

PRIBOR: Termostat
Piknometar
Kapaljka
Vaga

KEMIKALIJE: Otopina bakrova(II) sulfata, pentahidrata, w($CuSO_4$) = 10 %
(ili otopina natrijeva klorida, w(NaCl) = 25 %)

POSTUPAK:

Piknometar je staklena posuda kruškolikog oblika s brušenim čepom kroz koji je probušena kapilara. Kroz kapilaru se izlijeva višak tekućine. Koristi se za određivanje gustoće tekućina, ali i krutih tvari.



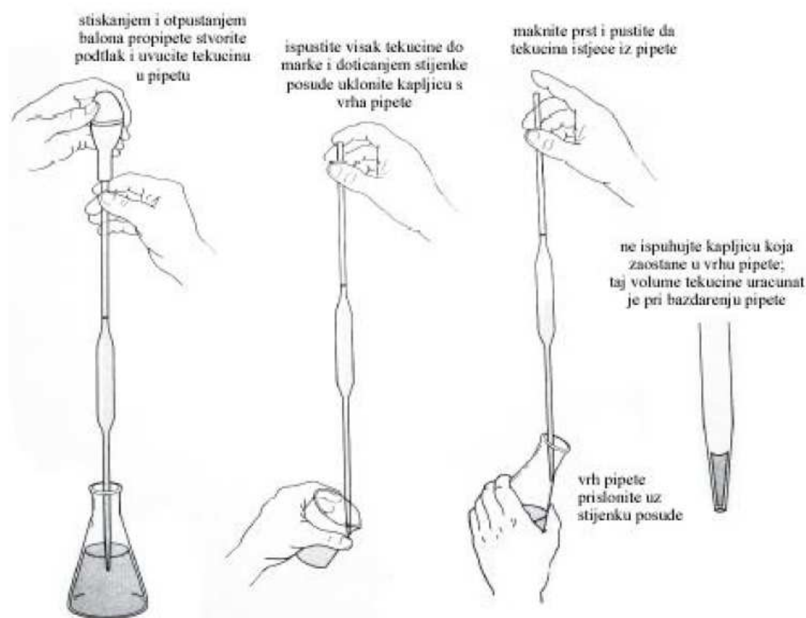
Utvrditi volumen piknometra. Na analitičkoj vagi izvagati prazan piknometar. U piknometar kapaljkom uliti do vrha termostatiranu otopinu $CuSO_4$. Termostatirati još 10 minuta. Izvaditi piknometar iz termostata, obrisati ga i osušiti, te izvagati. Odrediti gustoću otopine $CuSO_4$.

EKSPERIMENT 5. Pipetiranje, uparavljanje i vaganje

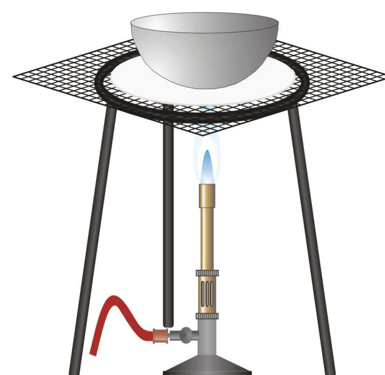
PRIBOR: Plamenik
Tronog
Trokut za žarenje
Metalna kliješta
Porculanska zdjelica
Graduirana pipeta

KEMIKALIJE: Otopina bakrova(II) sulfata, pentahidrata, $w(CuSO_4)$ = 10 %
(ili otopina natrijeva klorida, w(NaCl) = 25 %)

POSTUPAK:







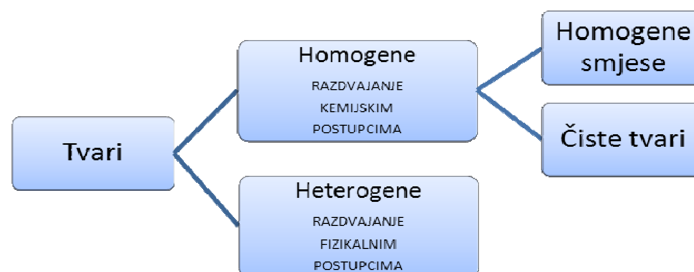
Izvagati porculansku zdjelicu. U nju otpipetirati 4 cm^3 otopine natrijevog klorida. Pravilno držanje pipete prikazano je na slici 35.

Sadržaj zdjelice opreznim i polaganim zagrijavanjem ispariti do suha (slika 36.). Kada se ohladi, zdjelicu s talogom izvagati. Vaganje u oba navrata obavljati na analitičkoj vagi.

Slika 36. Uparavanje sadržaja porculanske zdjelice.

4.2. RASTAVLJANJE TVARI NA ČISTE TVARI

Tvar je naziv za bilo koju vrstu materije. Tvari se u prirodi mogu podijeliti na *homogene* tvari i na *heterogene* tvari.



Homogene tvari su one tvari koje su u cijeloj svojoj masi jedinstvene.
Heterogene tvari predstavljaju heterogene smjese različitih homogenih tvari.
Homogene tvari dijele se na čiste tvari i homogene smjese. Čiste tvari su homogene tvari točno određenog i stalnog kemijskog sastava i ostalih karakterističnih osobina. Homogene smjese ili otopine su homogene tvari sastavljene od smjese čistih tvari.

I homogene i heterogene smjese mogu se posebnim operacijama rastaviti na sastavne tvari tj. na čiste tvari.

4.2.1. RASTAVLJANJE HETEROGENIH SMJESA

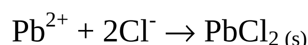
Čiste tvari odjeljuju se lako iz njihovih heterogenih smjesa fizičkim putem na osnovu različitih **fizikalnih** svojstava tih čistih tvari.
U tu svrhu služe postupci sedimentiranja, dekantiranja, centrifugiranja i filtriranja.
Sedimentiranje je odjeljivanje suspenzija kod kojih je gustoća suspendirane tvari znatno veća od gustoće kapljevite tvari, te se suspendirana tvar taloži na dno. Uzastopni postupak sedimentiranja i odlijevanja kapljevine iznad taloga naziva se *dekantiranje*.
Centrifugiranje je sedimentiranje ubrzano djelovanjem centrifugalne sile. Centrifugalna sila dobije se djelovanjem centrifuge (ručna, vodena, električna).
Filtriranje se upotrebljava za odjeljivanje suspendirane tvari (taloga) od kapljevine korištenjem filtar papira. Promjer pora filtar papira mora biti manji od promjera suspendiranih čestica, kako bi one ostale na njemu. Na filtar papiru ostaje talog, a kroz njega prolazi filtrat.

EKSPERIMENT 6. Sedimentiranje, dekantiranje i centrifugiranje

PRIBOR: Stalak s epruvetama
Menzura
Ručna centrifuga s kivetama

KEMIKALIJE: Otopina olovnog(II) nitrata, $w(Pb(NO_3)_2) = 2$ %
Otopina natrijeva klorida, $w(NaCl) = 2$ %

POSTUPAK:
U epruvetu uliti 5 cm^3 otopine olovnog (II) nitrata. Zatim dodati 5 cm^3 otopine natrijeva klorida. Nastaje bijeli talog olovnog (II) klorida:



$$Pb^{2+} + 2Cl^{-} \rightarrow PbCl_{2\,(s)}$$

Odložiti epruvetu u stalak za epruvete i pričekati da talog sedimentira. Zatim bistru kapljevinu iznad taloga oddekantirati.

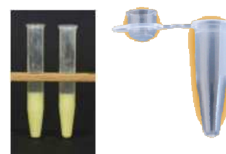
Eksperiment ponoviti, tj. sedimentiranje ubrzati uporabom ručne centrifuge.



Ručna centrifuga



Električna centrifuga



Kivete

EKSPERIMENT 7. Filtriranje na obično složen filtar-papir

PRIBOR: Stalak s epruvetama
Filtar papir, škare
Običan stakleni lijevak za filtriranje
Željezni stativ, željezni prsten, hvataljka.

KEMIKALIJE: Otopina srebrova(I) nitrata, $w(AgNO_3)$=2 %
Otopina klorovodične kiseline, razrijeđena

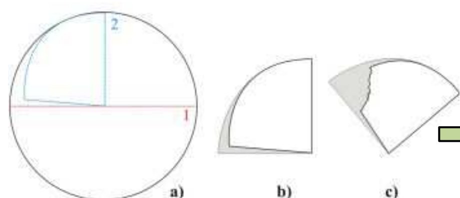
POSTUPAK:

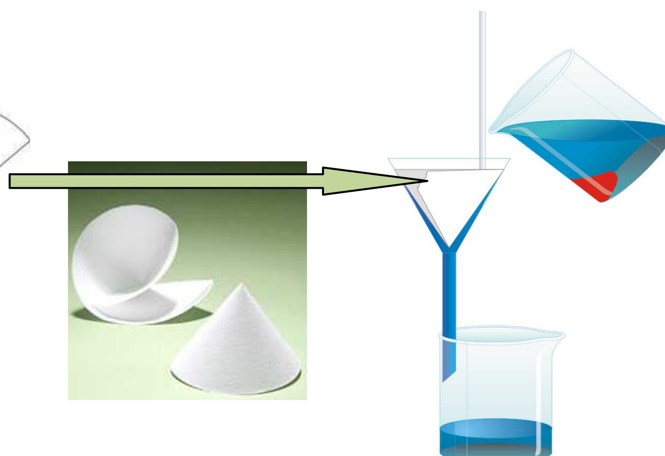
Filtar-papir pripremiti i složiti prema slici 37. Jedan vrh ovako složenog papira otkinuti (slika 37.c.), a papir raširiti da se dobije stožac, koji se uloži u stakleni lijevak (slika 37. d). Rub filtar-papira treba biti oko 1 cm ispod ruba lijevka. Papir navlažiti destiliranom vodom da se priljubi uz stjenke lijevka. Ovako pripremljeni lijevak i filtar-papir osiguravaju brzo filtriranje.

Aparaturu postaviti i filtriranje izvršiti prema slici 38. Pri tom treba paziti da cijev lijevka dodiruje unutarnju stjenku posude u kojoj se sakuplja filtrat. To je potrebno zato da bi filtrat što brže i bez prskanja otjecao.

Pripremljenu smjesu za filtriranje lijevati niz štapić (slika 38.) na filtar-papir. Pri tom treba paziti da nivo kapljevine bude oko 1 cm ispod ruba papira.

U epruvetu uliti 5 cm^3 otopine srebrova(I) nitrata i dodati isti volumen otopine klorovodične kiseline. Epruvetu protresti i nastali bijeli sirasti talog srebrova klorida (AgCl) profiltrirati na prethodno opisan način.





Slika 37. Priprema filtar-papira.

Slika 38. Ispravan način filtriranja.

EKSPERIMENT 8. Filtriranje na naborani filtar-papir

PRIBOR: (Isti kao u eksperimentu 6).

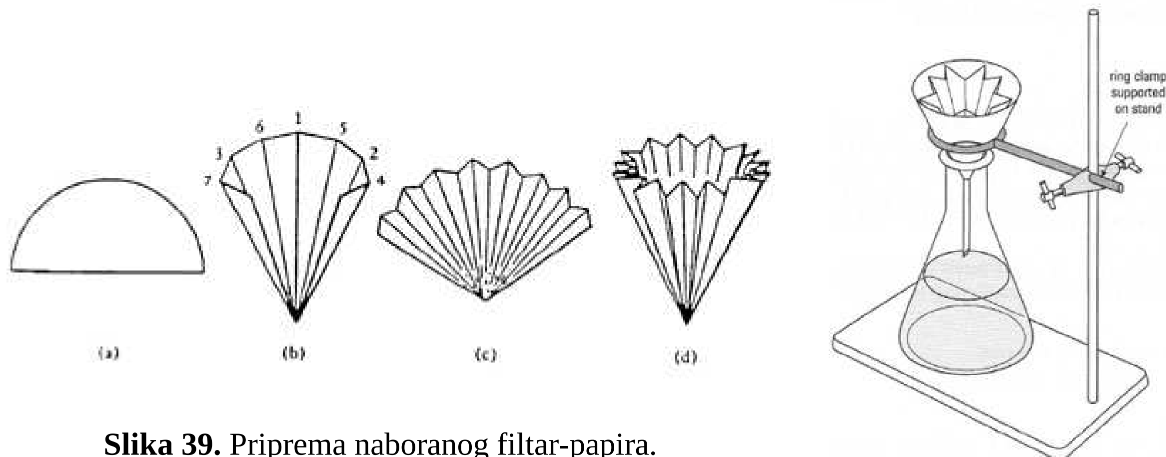
KEMIKALIJE: Otopina aluminijeva(III) klorida, w($AlCl_3$)=10 %

Otopina amonijaka, w(NH_4OH)=2 %

POSTUPAK:

Naborani filtar-papir pripremiti prema slici 39. Rub filtar-papira treba biti oko 1 cm ispod ruba lijevka za filtriranje. Naborani filtar-papir ne vlaži se prije uporabe! U epruvetu uliti 5 cm^3 otopine aluminijeva(III) klorida i dodati isti volumen otopine amonijaka. Protresti i staviti u stalak da se istaloži. Nastaje bijeli želatinozni talog aluminijeva hidroksida ($Al(OH)_3$).

Aparaturu složiti i filtriranje izvršiti prema slici 39.



Slika 39. Priprema naboranog filtar-papira.

EKSPERIMENT 9. Filtriranje na filtar-papiru u Büchnerovom lijevku

PRIBOR: Stalak s epruvetama,

Filtar-papir, Škare

Büchnmerov (Bihner) lijevak

Boca sisaljka,

Vodena vakuum pumpa

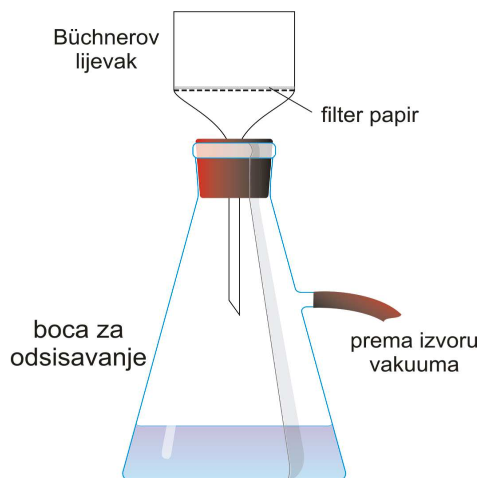
KEMIKALIJE: Otopina olovnog(II) nitrata, w($Pb(NO_3)_2$ = 2 %

Otopina kalijeva jodida, w(KI) = 2 %

POSTUPAK:

U epruvetu uliti 5 cm^3 otopine olovnog(II) nitrata i dodati 5 cm^3 otopine kalijeva jodida. Nastaje žuti svilenkasti talog olovnog(II) jodida. Epruvetu oprezno zagrijavati (vidi poglavlje 1.2., točka 13.) uz potresanje. Čim suspenzija zakuha epruvetu odložiti u stalak da se hladi. Hlađenjem se izlučuje žuti kristalinični PbI_2.

Pripremiti za filtriranje Büchnerov lijevak. Promjer filtar-papira mora biti oko 1 mm manji od promjera perforirane ploče u lijevku. Lijevak pomoću gumenog čepa postaviti na bocu sisaljku, a bocu sisaljku spojiti na vodenu vakuum pumpu (slika). Izrezani odgovarajući papir staviti na ploču lijevka i navlažiti destiliranom vodom. Uključiti vodenu vakuum pumpu, koja priljubi filtar-papir na ploču lijevka i izvršiti filtriranje.



4.2.2. RASTAVLJANJE HOMOGENIH SMJESA

Za odjeljivanje čistih tvari iz njihovih homogenih smjesa služe: destilacija, frakcijska destilacija, ekstrakcija (izmućkavanje) i sublimacija.

Destilacija je proces koji se sastoji od operacije uparavanja i operacije ukapljavanja. Destilacijom se odjeljuju kapljevite, lakše hlapljive tvari iz otopina, a zaostanu teško hlapljive tvari. Postupnim hvatanjem frakcija, tzv. *frakcijskom destilacijom* moguće je postupno odvojiti tvari vrlo bliskog vrelištem.

Sublimacija je izravan prijelaz iz čvrstog stanja u plinovito stanje i opet natrag u čvrsto stanje, bez kapljevitog međustanja. Tim postupkom odjeljuju se tvari koje sublimiraju od ostalih.

Ekstrakcija ili *izmućkavanje* temelji se na različitoj topljivosti neke tvari u dva otapala, koja se međusobno ne miješaju (Nernstov zakon razdjeljenja). Višestrukim izmućkavanjem može se ta tvar potpuno ekstrahirati iz smjese.

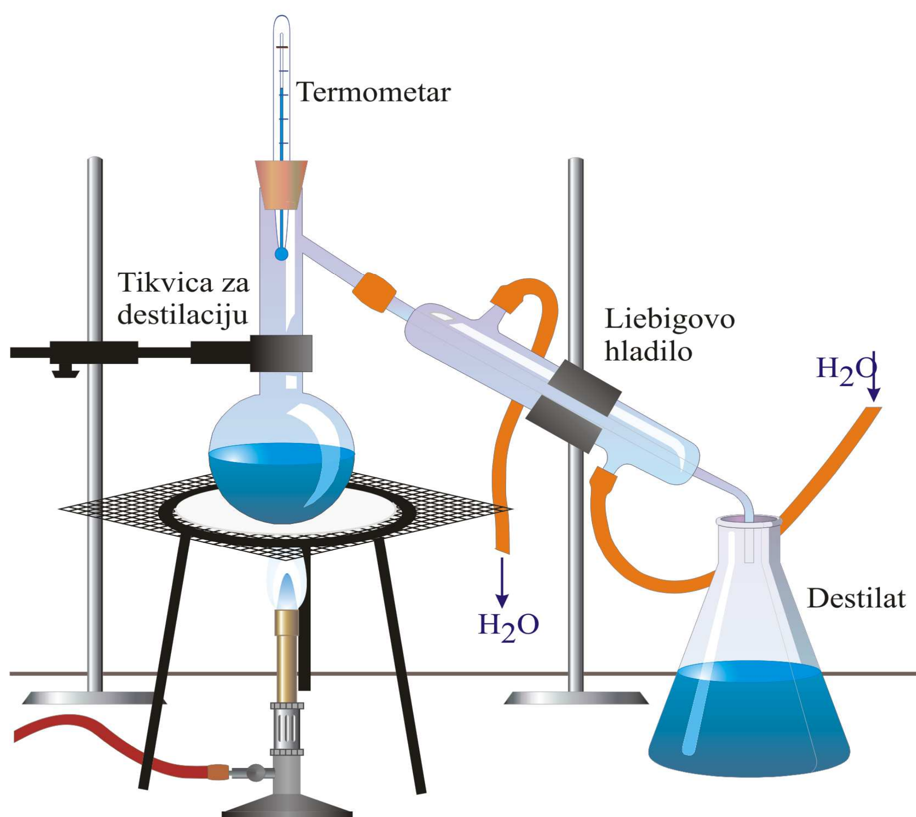
EKSPERIMENT 10. Destilacija i frakcijska destilacija

PRIBOR:
Tikvica za destilaciju s okruglim dnom
Termometar
Dva ispravno probušena čepa
Liebigovo (Libig) hladilo s dvije gumene cijevi za hladilo
Erlenmayerova tikvica,
Menzura
Graduirana pipeta od 10 cm^3
Plamenik, azbestna mrežica
Željezni prsten,
Dva željezna stativa,
Dvije hvataljke
Kamenčići za vrenje

a) DESTILACIJA OTOPINE $CuSO_4 \times 5H_2O$

KEMIKALIJE: Otopina $CuSO_4 \times 5H_2O$

POSTUPAK: Sastaviti aparaturu kao što je prikazano na slici 41.
Termometar mora biti, pomoću čepa, postavljen tako da živin rezervoar bude nešto niže od odvodne bočne cijevi destilirke kako bi se rezervoar "kupao" u parama destilata i tako pokazivao stvarnu temperaturu vrenja.
U tikvicu za destilaciju uliti oko 50 cm^3 otopine $CuSO_4 \times 5H_2O$ i dodati 2 do 3 kamenčića za vrenje. Otopina $CuSO_4 \times 5H_2O$ je modre boje.
Zagrijavati tikvicu preko mrežice i hvatati destilat u Erlenmayerovu tikvicu
Zabilježiti temperaturu pri kojoj je otopina počela destilirati. Nakon što je sakupljeno oko 10 cm^3 destilata prekinuti zagrijavanje i ohladiti aparaturu.



Slika 41. Aparatura za destilaciju.

b) FRAKCIJSKA DESTILACIJA SMJESE VODA – ETANOL

U ovom eksperimentu početna smjesa za frakcijsku destilaciju je smjesa dvije lako hlapljive komponente: etanol i voda. Obje komponente će isparavati, odnosno destilirati iz vrijuće otopine. Etanol ima temperaturu ključanja 79°C, a voda 100°C. Jedan od zadataka eksperimenta je promatrati što se događa kada se otopina tekuće-tekuće grije i pusti da vrije određeni vremenski period. Tijekom destilacije volumen destilata, nazvan *frakcija*,se prikuplja na izlazu iz hladila.
Udjeli etanola i vode za svaku frakciju bit će naknadno određeni iz gustoće frakcija. Gustoća vode iznosi 1,00 g/cm^3 (pri 20°C), a etanola 0,79 g/cm^3 (pri 20°C). Frakcije koje dobijete imati će gustoću u ovom okviru.

KEMIKALIJE Etanol, C_2H_5OH, denaturirani (94-96%)
Otopina natrijeva hidroksida, w(NaOH) = 8 %
Otopina fenolftaleina

PRIBOR Osobno računalo
Logger *Pro* uređaj
Vernier temperaturni senzor za probu
Ostali pribor kao pod a)

POSTUPAK:

Aparatura je ista kao pod a).

1. Pripremi i nosi naočale.
2. Složiti aparaturu kako je prikazano na Slici 41. Ne počinjati s grijanjem dok voditelj ne provjeri je li aparatura dobro složena.

3. Izmjeriti 30 ml etanola pomoću menzure od 100 ml. Prenijeti etanol u tikvicu preko lijevka i dodati 30 ml vode. Dodati 3-4 kamenčića za vrenje kako bi vrenje bilo umjereno.
4. Provjeriti jesu li čep na tikvici i čep na hladilu dobro spojeni. Priključiti hladilo na dovod vode tako da mlaz na izlazu bude umjeren.
5. Trećom hvataljkom koja je visoko na stalku, osigurati da temperaturni senzor za probu ne dođe u dodir s plamenom.
6. Pripremiti računalo za prikupljanje podataka otvaranjem *Eksperiment 8* dokumenta iz *Chemistry with Computers* dokumenta u *LoggerPro* programu. Zatim otvoriti eksperimentalni dokument koji odgovara vašem zadatku. Ordinata predstavlja temperaturu sa skalom od 0 do 100°C. Apscisa je vrijeme sa skalom od 0 do 25 minuta.
7. Označiti tri menzure od 25 ml (1, 2 i 3). Staviti menzuru broj 1 na izlaz iz hladila. Nakon što voditelj provjeri aparaturu početi s grijanjem.
8. Početi s prikupljanjem podataka pritiskom C*ollect*. Kada temperatura dosegne 50°C, pažljivije zagrijavati.
9. Kada prikupite 15 ml destilata u prvoj menzuri, zamijenite je menzurom broj 2. Menzura br. 1 sadrži frakciju br. 1. Odmah vagati i izmjeriti točan volumen (±0,1 ml).
10. Nakon što prikupite 15 ml destilata u drugoj menzuri, zamijenite je menzurom broj 3. Menzura br. 2 sadrži frakciju br. 2. Odmah vagati i izmjeriti točan volumen (0.1 ml).
11. Nakon što prikupite 15 ml destilata u trećoj menzuri, kliknite *Stop* kako biste zaustavili prikupljanje podataka. Menzura br. 3 sadrži frakciju br. 3. Isključiti plamenik. Odmah vagati i izmjeriti točan volumen (0.1 ml). Zapisati u tablicu.
12. Produkte reakcije izliti u izljev ili za to namijenjenu posudu.
13. Prikazati graf temperatura – vrijeme za destilaciju na milimetarskom papiru.
14. Naći početnu temperaturu vrenja za smjesu (točka gdje brzi rast početne temperature završava i počinje lagani porast). Kliknuti *Ispitivanje (Examine)*, . Pomicanjem kursora preko krivulje, pregledati vrijednosti prikupljenih podataka na grafu. Kada utvrdite početnu temperaturu vrenja, zabilježiti je na vašoj kopiji grafa.

EKSPERIMENT 11. **Sublimacija joda**

PRIBOR: Čaša od 150 cm^3
Tronog, azbestna mrežica, plamenik
Porculanska zdjelica

KEMIKALIJE: Jod (u kristalima)

POSTUPAK: POKUS IZVODITI U DIGESTERU! PARE JODA SU OTROVNE!



U suhu čašu staviti nekoliko kristala joda. Čašu pokriti porculanskom zdjelicom. Porculansku zdjelicu ispuniti hladnom vodom. Dno čaše lagano zagrijavati preko mrežice i promatrati sublimaciju joda. Na dnu porculanske zdjelice stvaraju se kristali joda.
Pustiti da se aparatura ohladi i da sav jod kondenzira. Tek tada otkriti čašu i oprati posuđe. Otpadni jod ne bacati već ga predati laborantu da ga spremi u posebnu posudu.

EKSPERIMENT 12. **Ekstrakcija joda iz vodene otopine**

PRIBOR: Lijevak za odjeljivanje
Stativ,
željezni prsten
Čaša od 250 cm^3

KEMIKALIJE: Vodena otopina joda,
Kloroform ($CHCl_3$)

POSTUPAK:

U lijevak za odjeljivanje uliti oko 10 cm^3 vodene otopine joda. Dodati 5 cm^3 kloroforma i dobro izmućkati. Prilikom izmućkavanja lijevak okrenuti naopako i povremeno otvarati pipac da se tlak u lijevku izjednači s vanjskim tlakom. Nakon izmućkavanja, lijevak staviti u željezni prsten na stativu i pustiti da se slojevi odijele. Očituju se dva sloja. Gornji sloj jest otopina joda u vodi, a donji sloj je otopina joda u kloroformu. Naime, jod se razdijeli između vode i kloroforma tako da je njegova koncentracija u kloroformu 250 puta veća nego u vodi. Donji sloj otpustiti u čašu, a u lijevak za odjeljivanje dodati još 5 cm^3 kloroforma i ponoviti izmućkavanje. Donji sloj opet otpustiti u čašu. Otpadnu otopinu joda u kloroformu ne bacati u izljev, već je dati laborantu da je spremi u posebnu bocu!



$$250 = \frac{[I_2]_{(CHCl_3)}}{[I_2]_{(H_2O)}}$$

VJEŽBA BR. 2

4.3. FIZIČKE I KEMIJSKE PROMJENE

Kod *f i z i č k e p r o m j e n e* mijenja se samo energetsko stanje tvari, a sama tvar se kod toga ne mijenja - ona ostaje ista.

Kod *k e m i j s k e p r o m j e n e* dolazi do bitne promjene sastava tvari - produkt kemijske promjene nije više ista tvar kao ona prije kemijske promjene. Kemijsku promjenu prati fizička promjena, tj. promjenom sastava tvari mijenja se i njezino energetsko stanje.

EKSPERIMENT 13. Zagrijavanje željezne i magnezijeve žice
PRIBOR Plamenik, kliješta
Željezna žica, magnezijeva žica (vrpca)
POSTUPAK:
Željeznu žicu primiti kliještima i zagrijavati je u plamenu plamenika. Žica se usije. Žicu zatim odložiti da se ohladi. Magnezijevu žicu također primiti kliještima i držati u plamenu. Žica se zapali i izgori dajući MgO.

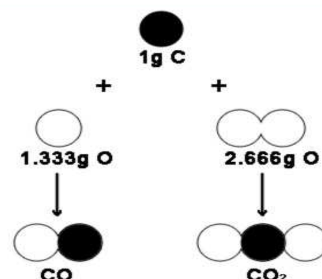
ZAKONI KEMIJSKOG SPAJANJA PO TEŽINI (MASI)

Postoje četiri zakona prema kojima se elementi spajaju u kemijske spojeve:

1. ***ZAKON O ODRŽAVANJU TEŽINE (ZAKON O NEUNIŠTIVOSTI MATERIJE).***
Otkrio ga je A. L. Lavoisier (Lavoazje) i glasi: **Nikakve promjene ne mogu se opaziti u ukupnoj težini svih tvari koje sudjeluju u nekoj kemijskoj reakciji**.

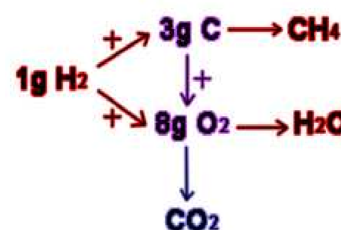
2. ***ZAKON STALNIH TEŽINSKIH OMJERA***. Otkrio ga je J. Proust (Prust) i glasi: **Neki određeni kemijski spoj uvijek sadrži iste kemijske elemente spojene u istom stalnom težinskom omjeru.**
Na primjer: 1.0000 g čistog Na Cl uvijek sadrži 0.3934 g Na i 0.6066 g Cl, kemijski spojene. NaCl ima određen i konačan omjer Na i Cl.

3. ***ZAKON UMNOŽENIH TEŽINSKIH OMJERA***. Otkrio ga je J. Dalton i glasi: **Kada se dva elementa spajaju tako da daju više nego jedan kemijski spoj, onda su težine jednog elementa, koje se spajaju s određenom težinom drugog elementa, u jednostavnim umnoženim omjerima.**
Kao primjer možemo navesti tvorbu ugljikovog monoksida i ugljikovog dioksida. Oba spoja su sastavljena od kisika i ugljika. Pri tome se uvijek 1 gram ugljika spaja sa 1.333 grama kisika u ugljikov monoksid (CO), a sa 2.666 grama kisika se spaja u ugljikov dioksid (CO_2). Kao što zakon kaže, prvi element koji je uvijek stalne mase (1 gram ugljika), tvori dva različita spoja sa kisikom (čije su mase odnose kao mali cijeli brojevi (1:2)).



4. ***ZAKON SPOJNIH TEŽINA*****.** Otkrio ga je J. B. Richter (Rihter) i glasi: **Težine dvaju elemenata (ili jednostavni umnošci tih težina), koje reagiraju s jednom te istom težinom nekog trećeg elementa, reagiraju i međusobno, a isto tako i s određenom težinom nekog četvrtog elementa.**

Iako na prvi pogled možda zvuči komplicirano, lako se shvati pomoću primjera. Ako se 1 gram vodika spaja sa 3 grama ugljika u metan, a sa 8 grama kisika se tih 1 gram vodika spaja u vodu, onda iz toga slijedi da 3 grama ugljika može reagirati sa 8 grama kisika (jer i 3 grama ugljika, i 8 grama kisika reagira sa 1 gramom vodika).



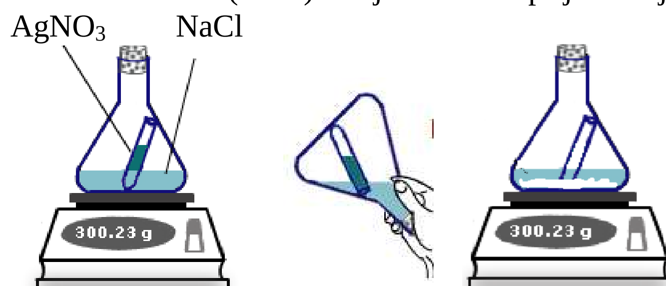
EKSPERIMENT 14. Zakon o održanju težine

PRIBOR: Erlenmeyerova tikvica
Mala epruveta, Pinceta, Gumeni čep
Balon

KEMIKALIJE: Pokus 1: Otopina natrijeva klorida, w(NaCl) = 2 % i Otopina srebrova(I) nitrata, w($AgNO_3$) = 2 %.   Pokus 2: ocat, soda bikarbona

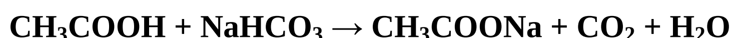
POSTUPAK:

Pokus 1: U Erlenmeyerovu tikvicu staviti 10 cm^3 otopine natrijeva klorida. Malu epruvetu do polovine napuniti otopinom srebro-nitrata i oprezno je pincetom smjestiti u tikvicu, pazeći da se sadržaj epruvete i tikvice ne pomiješaju (slika 43.). Tikvicu začepiti gumenim čepom i sve zajedno izvagati. Dolazi do kemijske reakcije u kojoj nastaje bijeli sirasti talog. Bez skidanja čepa ponovo odvagnuti tikvicu. Težina (masa) ostaje ista kao i prije kemijske reakcije!



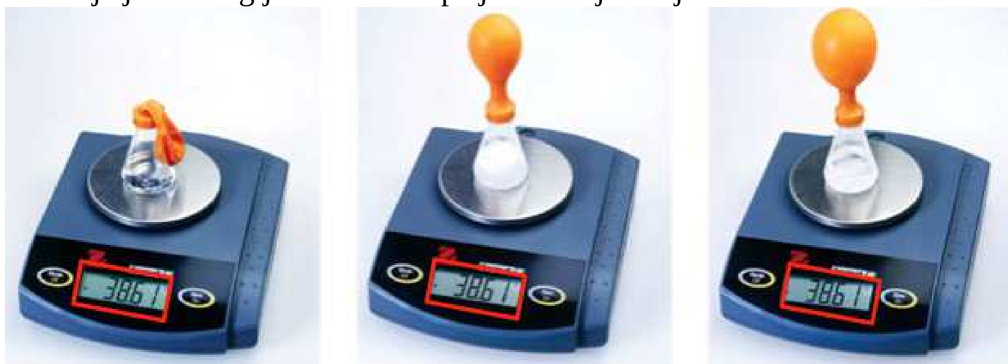
Slika 43.

Pokus 2. U Erlenmeyerovu tikvicu stavljeno je malo sode bikarbone i octa. Na otvor tikvice navučen je balon. Balon na Erlenmeyerovoj tikvici napuni se ugljikovim dioksidom koji je nastao kemijskom reakcijom octa i sode bikarbone:



$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + CO_2 + H_2O$$

Octena kiselina je jača od ugljične kiseline pa ju istiskuje iz njezinih soli.



4.4. ZAKON KEMIJSKOG SPAJANJA PO VOLUMENU

GAY - LUSSACOV (Ge - Lisak) ZAKON SPOJENIH VOLUMENA GLASI: Volumeni plinova koji međusobno reagiraju ili nastaju kemijskom reakcijom odnose se kao mali cijeli brojevi, kada su mjerenja obavljena pri stalnom tlaku i temperaturi.

EKSPERIMENT 15 . **Gay-Lussacov zakon spojenih volumena**
PRIBOR: Hofmannov aparat za elektrolizu vode
Čaša od 400 cm^3
Ispravljivač sa žicom za priključivanje
KEMIKALIJE: Destilirana voda
Sumporna kiselina, razrijeđena
POSTUPAK:

Destiliranu vodu uliti u čašu i slabo zakiseliti s razrijeđenom sumpornom kiselinom. Tako je voda, koja slabo vodi električnu struju, postala boljim vodičem. Zakiseljenom vodom napuniti Hofmannov aparat (slika 44.).
Aparat se puni kroz proširenje na srednjoj cijevi uz istovremeno otvorene pipce na vanjskim cijevima. Kada su vanjske cijevi potpuno ispunjene, zatvoriti pipce. Platinske elektrode aparata spojiti s izvorom istosmjerne struje (ispravljač) jakosti do 2 A. Uključivanjem ispravljača počinje elektroliza vode. Na katodi redukcijom vode nastaje vodik, a na anodi oksidacijom vode kisik. Nakon par munuta očitati volumen razvijenih plinova.

Vidljivo je da se volumeni razvijenih plinova odnose kao mali cijeli brojevi, tj. da se volumen vodika prema volumenu kisika odnosi kao 2:1.
Katoda: $4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2(g)$
Anoda: $2H_2O \rightarrow O_2(g) + 4H^+ + 4e^-$


$$\mathbf{2H_2O \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)}$$

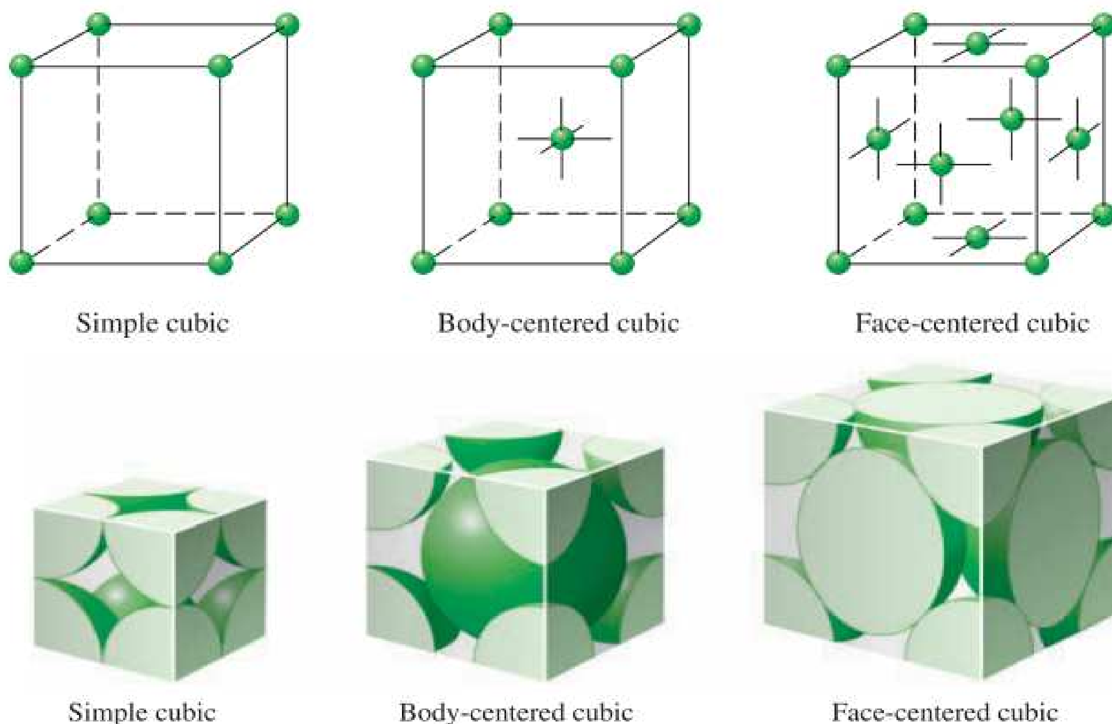


Slika 44. Hofmannov aparat za elektrolizu vode.

4.5. STRUKTURA ČISTIH TVARI

Većina čistih tvari u čvrstom je stanju kristalične prirode. Kristal ima određeni geometrijski oblik. Kutovi među odgovarajućim plohama kristala neke tvari stalni su i za tu tvar karakteristični.
Najmanja jedinica kristala koja pomicanjem, uzduž triju prostornih osi, za veličinu svojih dimenzija, reproducira kristal jest *jedinična ili elementarna ćelija*. Nizanjem elementarnih ćelija u prostoru nastaje kristal, tj. prostorna rešetka kristalne čvrste tvari. Prostorne rešetke mogu se svrstati u sedam kristalnih sustava. U kubičnom ili teseralnom sustavu jedinična ćelija je kocka. U stvari, u kubičnom sustavu javljaju se tri vrste jediničnih ćelija:

- *jednostavna (primitivna) jedinična ćelija*: Osam atoma smješteno je na kutovima kocke i međusobno se dodiruju uzduž brida kocke.
- *prostorno (volumno) centrirana jedinična ćelija*: Osam atoma smješteno je na kutovima i jedan atom u sredini kocke. Atomi se međusobno dodiruju uzduž volumne dijagonale kocke.
- *plošno centrirana jedinična ćelija*: Osam atoma smješteno je na kutovima kocke, a u sredini svake od šest ploha nalazi se još po jedan atom. Atomi se međusobno dodiruju uzduž plošne dijagonale kocke.



Slika 45. Jedinične ćelija kubičnog sustava a = b = c, $\alpha = \beta = \chi = 90°$

A - jednostavna jedinična ćelija,	B - volumno centrirana ćelija,	**C - plošno centrirana jedinična ćelija.**

Jednostavna jedinična ćelija, prostorno centrirana jedinična ćelija i plošno centrirana jedinična ćelija prikazane su na slici 45.

ESPERIMENT 16. Vježba s modelima jedinične ćelije

PRIBOR: Modeli jedinične ćelije teseralnog sustava

POSTUPAK:

Promatrati jednostavne jedinične ćelije, volumno centrirane jedinične ćelije i plošno centrirane jedinične ćelije.

4.6. RELATIVNA ATOMSKA I MOLEKULSKA MASA (TEŽINA)

EKSPERIMEN 17. Određivanje relativne atomske mase cinka Zn

PRIBOR: "U-cijev", sastavljena od nivo-cijevi i odmjerne cijevi
Epruveta
Čaša
Dvije gumene cijevi
Stativ, dvije hvataljke, štipaljka

KEMIKALIJE: Cink
Otopina sumporne kiseline
Razrijeđena otopina bakrova(II) sulfata

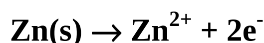
POSTUPAK:

Relativna atomska masa (atomska težina) elementa jest omjer prosječne mase atoma elementa i 1/12 mase atoma nuklida ^{12}C.

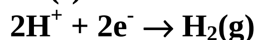
Aparaturu sastaviti prema slici 46. Epruvetu do polovine ispuniti sumpornom kiselinom i postaviti je na stativ u kosi položaj (slika 46.). Dolijevanjem vode u nivo-cijev namjestiti nivo vode u odmjernoj cijevi na nulu (gornji dio skale).

Na analitičkoj vagi odvagati komadić cinka mase 0,03 do 0,30 grama. Ampulu s cinkom staviti u epruvetu tako da ne dođe u dodir s kiselinom. Dobro začepiti epruvetu i izjednačiti nivoe vode u odmjernoj i nivo-cijevi. U tom trenutku očitati početni položaj. Kuckanjem po epruveti ubaciti ampulu s cinkom u kiselinu.

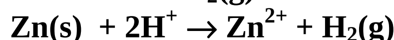
Reakcijom cinka s kiselinom razvija se vodik. (U cilju boljeg razvijanja vodika kiselini je dobro dodati malo otopine bakrova sulfata i sve skupa s cinkom lagana zagrijati):



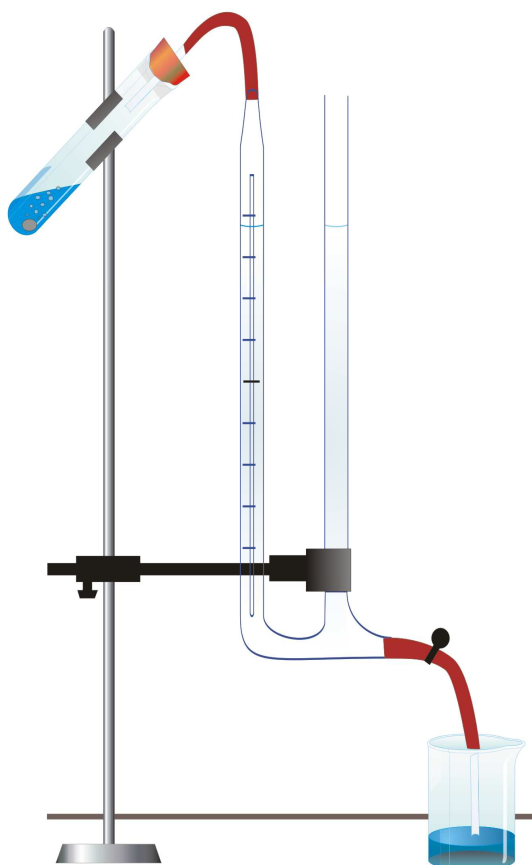
$$\mathbf{Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}}$$



$$\mathbf{2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2(g)}$$



$$\mathbf{Zn(s) + 2H^{+} \rightarrow Zn^{2+} + H_2(g)}$$



Slika 46. Aparatura za određivanje relativne atomske mase

Razvijeni vodik potiskuje vodu u odmjernoj cijevi. Višak vode iz nivo-cijevi treba ispustiti u čašu otvaranjem štipaljke. Kada se vodik prestane razvijati i epruveta ohladi izjednačiti nivo vode u odmjernoj i nivo-cijevi. Očitati volumen razvijenog vodika i preračunati ga na standardne uvjete prema jednadžbi:

$$\frac{p * V}{T} = \frac{p_0 * V_0}{T_0}$$

p = barometarski tlak u laboratoriju / Pa
V = volumen istisnute vode u odmjernoj cijevi (volumen H_2) / cm^3
T = temperatura u laboratoriju / K
p_0 = 101 325 Pa T$_0$ = 273,15 K V_0 = volumen pri tlaku p_0 i temperaturi T_0

Množina vodika koji se dobije eksperimentom jednaka je

$$n(H_2) = \frac{V_0}{V_0^m}$$

V_0^m = molarni volumen plina pri standardnim uvjetima, 22,4 dm^3 mol^{-1},

Iz reakcije vidimo da množini cinka odgovara množina molekule vodika:
n(Zn) = $n(H_2)$,

$$M(Zn) = \frac{m(\mathrm{Zn})}{n(\mathrm{Zn})} = \frac{m(\mathrm{Zn})}{n(\mathrm{H_2})} \quad \text{i} \quad Ar(\mathrm{Zn}) = \frac{M(\mathrm{Zn})}{\mathrm{g/mol}}$$

4.7. ODNOSI MASA PRI KEMIJSKIM REAKCIJAMA

Računi koji su u vezi s količinama i masama tvari koje sudjeluju u kemijskim reakcijama nazivaju se stehiometrijskim računima. Evo jednog primjera:
Nađeno je da 10.0 g aluminijeva oksida sadrži 5.30 g aluminija i 4.70 g kisika. Odredite empirijsku formulu (najjednostavniju formulu) tog oksida!
Rješenje:
Zadano je: m(Al) = 5.30 g
m(O) = 4.70 g
Općenito, formula oksida je Al_xO_y,
odnosno n(Al) : n(O) = x : y tj. x : y = 0.196 mol : 0.294 mol,
što, ako se podijeli s manjim brojem, daje:
x : y = 1 mol : 1.5 mol
Ovaj odnos treba pomnožiti sa 2 da bi se dobio omjer malih cijelih brojeva:
x : y = 2 mol : 3 mol, prema tome je empirijska formula aluminijeva oksida **Al_2O_3**.

EKSPERIMENT 18. **Određivanje empirijske formule bakrova klorida**
POSTUPAK: Čistu i suhu čašu izvagati na analitičkoj vagi. Sada u čašu staviti 0,2 do 0,3 g bakra, te sve zajedno točno izvagati. Čašu prenijeti u digestor i u nju staviti 5 cm^3 otopine dušične kiseline. Čašu pokriti sa satnim staklom i lagano zagrijavati, preko mrežice, da se sav bakar otopi. (Ako je potrebito dodati još par kapi dušične kis.). Kada se sav bakar otopio u čašu dodati 5 cm^3 otopine klorovodične kiseline. Satno staklo ukloniti i sadržaj čaše lagano upariti, preko mrežice, do žuto-smeđeg taloga. Plamenik ugasiti, a čašu s talogom ostaviti da se ohladi na temperaturu laboratorija. Potom čašu s talogom točno izvagati. Dobiveni podaci su sljedeći:
Masa prazne čaše iznosi 20,0000 g. Masa čaše s bakrom iznosi 20,3177 g i na kraju masa konačna iznosi 20,6725 g.

4.8. PLINSKI ZAKONI

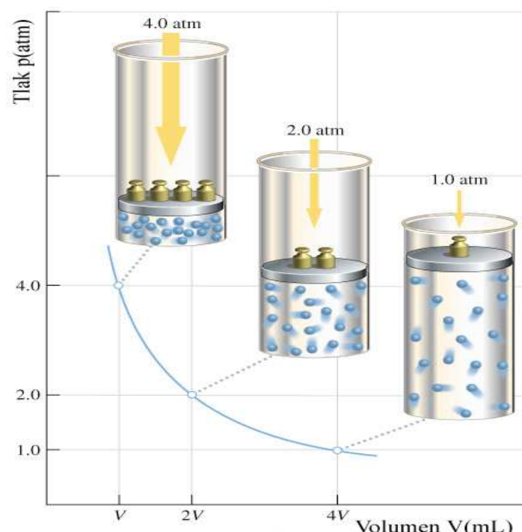
Postoje dva osnovna zakona prema kojima se vladaju idealni plinovi:

BOYLE - MARIOTTEOV (Bojl-Mariotov) ZAKON: Produkt tlaka (p) i volumena (V) neke određene količine plina pri stalnoj temperaturi je konstantan:

p × V = konstanta, (T = konstanta)

Mijenjajući kontinuirano jednu veličinu, te mjereći drugu veličinu možemo i eksperimentalno dokazati i prikazati u tzv. p-V dijagramu. Da bi ova ovisnost vrijedila, tijekom bilo kakvih promjena na sistemu potrebno je temperaturu držati konstantnom, Osiguravši konstantu temperaturu sustava pri promjenama tlaka i volumena, mjerenjem možemo konstruirati graf kao na slijedećoj slici:

$p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2 = p_3 \times V_3 =$ **konstanta**



***CHARLES - GAY - LUSSACOV (Šarl-Ge-Lisak) ZAKON*:** **Pri stalnom tlaku volumen određene mase plina raste (ili pada) za 1/273.15 volumena pri 0°C, kada temperatura poraste (ili padne) za 1°C:**

gdje je V volumen plina pri temperaturi t, a V^{Θ} pri 0°C.

$$V = V^0 + \frac{V_0}{273.15} * t \qquad \text{ili} \qquad V = \frac{V^0}{273.15} * (273.15°C + t)$$

Pošto je 273,15°C + t = T, a V^{Θ} / 273,15°C konstantna vrijednost, to se može pisati:

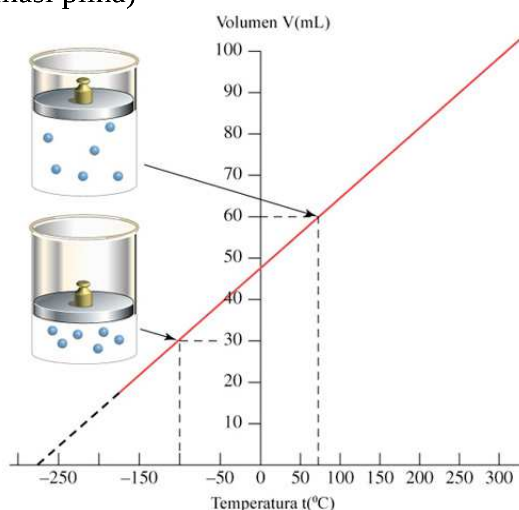
V = konstanta * T (pri stalnom tlaku i stalnoj masi plina)

Mijenjajući tako jednu veličinu te mjereći drugu veličinu, držeći pritom sve ostale relevantne veličine konstantnima, možemo ovu ovisnost i eksperimentalno dokazati te grafički prikazati.

Sa grafa uočavamo tako da je ta ovisnost linearna te sječe temperaturnu os u jednoj točci (blizu -273 K), koju nazivamo točkom apsolutne nule.

V = konstanta * T

$V_1/T_1 = V_2/T_2 = V_3/T_3 =$ **konstanta**



AVOGADROV ZAKON

Plinovi jednakog volumena pri istoj temperaturi i tlaku sadrže isti broj molekula. A to znači da isti broj molekula bilo kojeg plina zauzima u identičnim fizičkim uvjetima isti volumen.
Tako i 1 mol bilo kojeg plina pri identičnim fizičkim uvjetima zauzima isti volumen, kojeg nazivamo molarnim volumenom (V_m).
Vrijednost molarnog volumena plina pri standardnim (normalnim) okolnostima (STP ili NTP: $\mathbf{T_0 = 273{,}15\ K}$, $\mathbf{p_0 = 101{,}325\ kPa}$) iznosi $\mathbf{V_m^0 = 22{,}4\ dm^3\ mol^{-1}}$.

Primjer određivanja molarnog volumena eksperimentom:
Kisik razvijen eksperimentom istisnuo je 320 cm^3 vode, pri temperaturi od 295,15 K i tlaku 100,258 kPa. Masa razvijenog kisika bila je 0,4176 g.

Rješenje:
Volumen razvijenog kisika (pri navedenim uvjetima) jednak je volumenu istisnute vode: V = 320 cm^3. Volumen pri standardnim okolnostima računa se iz jednadžbe:

$$\frac{p*V}{T} = \frac{p^0*V^0}{T^0}$$

odnosno,

$$V_0 = \frac{p*V*T^0}{p^0*T} \qquad V_0 = \frac{100.258\ \text{kPa}*320\ \text{cm}^3*273.15\ \text{K}}{101.325\ \text{kPa}*295.15\ \text{K}} \qquad V_0 = 293\ \mathbf{cm^3}$$

Dakle, pri standardnim okolnostima:

0.417 g O_2	ima volumen	293 cm^3
$M^*(O_2)$		V_m^0

0,417 g	293 cm^3
32 g	V_m^Θ

$$V_m^0 = \frac{293\ \text{cm}^3*32\ \text{g/mol}}{0.417\ g}$$

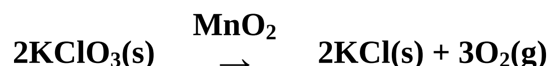
$$V_m^0 = 22484\ \text{cm}^3 = 22{,}5\text{dm}^3/\text{mol}$$

Vrijednost V_m^Θ nešto odstupa od točne vrijednosti 22,4 $dm^3\ mol^{-1}$ ali to je posljedica pogreške koja je neizbježna pri eksperimentiranju. Kada odvagnemo onoliko grama neke tvari definirane kemijske formule, kolika je njezina molekulska težina, odvagali smo upravo 1 mol te tvari. Znači, molarna masa **M = Mr × g/mol**.

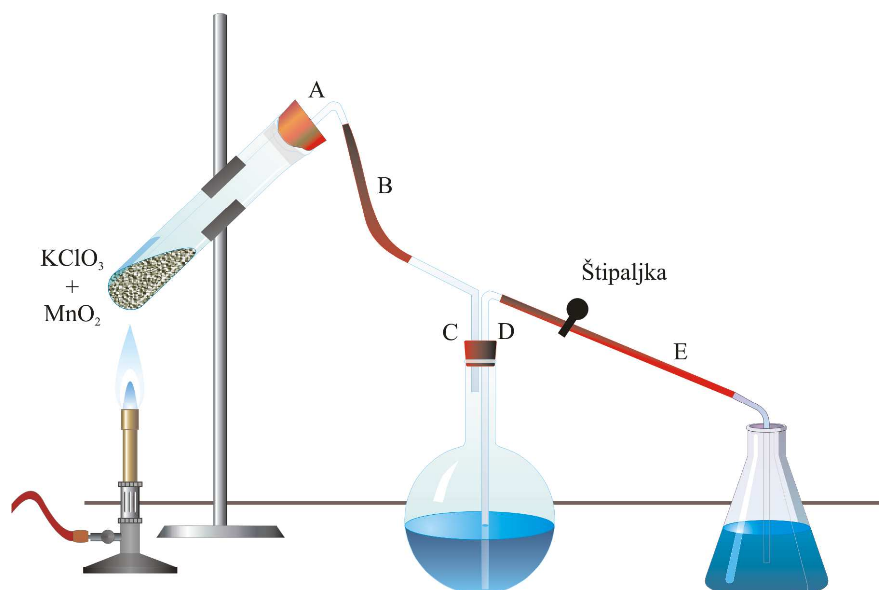
EKSPERIMENT 19. Određivanje molarnog volumena kisika
PRIBOR: Epruveta (velika)
Tikvica s ravnim dnom, Menzura
Čaša od 800 cm^3
Četiri staklene cijevi
Dvije gumene spojne cijevi, dva gumena čepa
Štipaljka, Hvataljka, stativ, plamenik

KEMIKALIJE: Kalijev klorat ($KClO_3$(s)); Manganov(IV) oksid (MnO_2(s))
POSTUPAK:

Aparaturu sastaviti prema slici 47.



$$2KClO_3(s) \xrightarrow{MnO_2} 2KCl(s) + 3O_2(g)$$



Slika 47. Aparatura za određivanje molarnog volumena kisika.

Aparatura treba dobro brtviti. Epruveta mora biti čista i potpuno suha. U epruvetu staviti dvije žlice smjese ($KClO_3$ i MnO_2) u omjeru 5:1. Epruvetu sa smjesom izvagati na analitičkoj vagi. Nakon toga laganim kuckanjem epruvete o dlan izmiješati smjesu. Sada epruvetu staviti na njeno mjesto u aparaturi (slika 47). Tikvicu napuniti vodovodnom vodom do vrha. Odvodnu cijev (d-e-f) ispuniti vodom tako da se puhne u cijev (a) (uz otovorenu štipaljku) i kad voda poteće zatvoriti odvodnu cijev štipaljkom. Otvor odvodne cijevi (f) mora biti ispod površine vode, podignuti čašu tako da se nivoi vode u tikvici i čaši izjednače.

U tom položaju otvoriti štipaljku par sekunda da se izjednači tlak u tikvici s atmosferskim tlakom u laboratoriju. Sada zatvoriti cijev štipaljkom i vodu izliti iz čaše. Nakon toga vratiti odvodnu cijev u čašu i skinuti (otvoriti) štipaljku. Ako aparatura dobro britvi iz cijevi neće teći voda. U protivnom aparaturu treba podesiti.
Epruvetu sa smjesom zagrijavati najprije blago (laganim plamenom), a zatim jače, da se kisik stalno i umjereno razvija. Naime, zagrijavanjem smjese ($KClO_3$ i MnO_2) manganov (IV) oksid katalizira raspad kalijeva klorata tako da se razvija kisik prema reakciji.

Kisik potiskuje vodu iz tikvice u čašu. Otvor odvodne cijevi (f) mora za vrijeme eksperimenta stalno biti ispod nivoa vode u čaši! Kada se u čaši sakupi oko 250 cm^3 vode zagrijavanje prekinuti. Pričekati da se epruveta ohladi na temperaturu laboratorija. Nešto vode će se, tijekom hlađenja, vratiti iz čaše u tikvicu. Kada se epruveta ohladila čašu, uz otvor (f) ispod površine vode, podignuti tako da se izjednače nivoi vode u čaši i u tikvici (izjednačavanje tlakova) i u tom položaju zatvoriti štipaljku. Izmjeriti volumen vode u čaši menzurom. Volumen vode odgovara volumenu razvijenog kisika.
Epruvetu, zajedno sa sadržajem, odvagnuti na analitičkoj vagi. Razlika u masi epruvete (sa sadržajem) prije i nakon zagrijavanja odgovara masi razvijenog kisika.

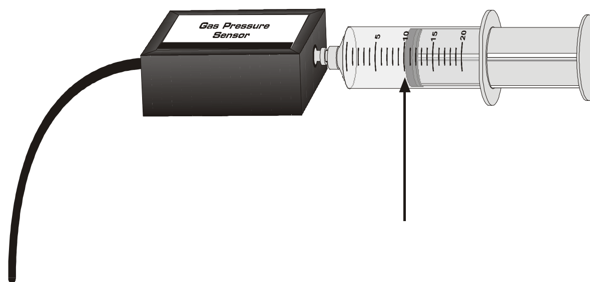
EKSPERIMENT 20. **Boyle-Mariotteov zakon**

Osnovni zadatak eksperimenta je odrediti odnos između tlaka i volumena plina koji se nalazi u zatvorenom određenom prostoru. Plin koji ćemo koristiti je zrak i bit će zatvoren u šprici spojenoj

na Vernier plinski tlačni senzor ili tlačni senzor (Slika 48). Kako se mijenja volumen plina u šprici pomicanjem klipa šprice, mijenja se i tlak naprezanja zatvorenog plina. Promjene tlaka bit će očitovane na monitoru računala uporabom tlačnog senzora.

Pretpostavka je da je temperatura konstantna tijekom izvođenja eksperimenta. Parovi podataka tlak – volumen bit će prikupljeni tijekom eksperimenta i zatim analizirani. Iz podataka i grafa potrebno je odrediti matematički odnos koji postoji između tlaka i volumena plina koji se nalazi u zatvorenoj šprici.

Povijesno gledano, zakon je prvi utemeljio Robert Boyle 1662. godine i od tada je poznat kao Boyleov zakon.



Slika 48. Aparatura za određivanje ovisnosti P – V u Boyle-Mariotteovom zakonu.

PRIBOR: Osobno računalo
Logger *Pro* uređaj
Vernier plinski tlačni senzor ili tlačni senzor
Šprica za plin od 20 ml

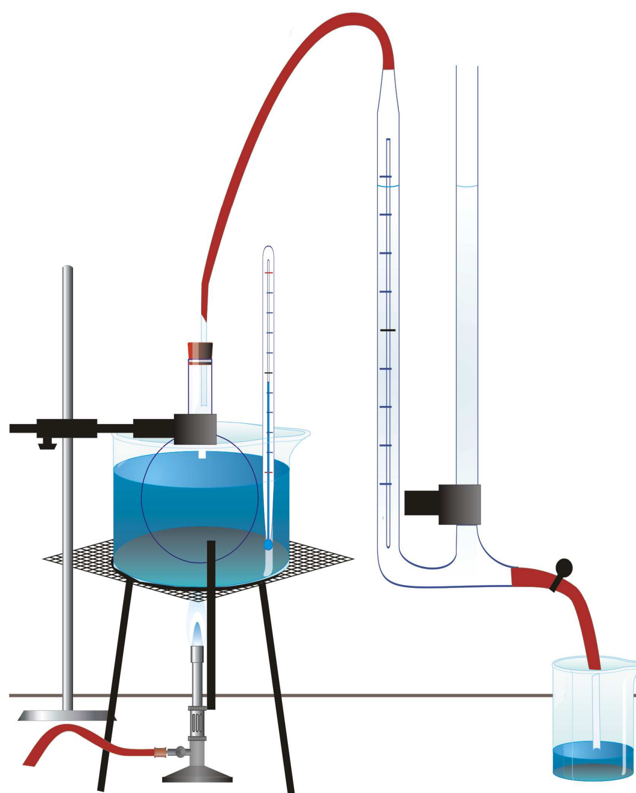
POSTUPAK:

1. Pripremiti Vernier plinski tlačni senzor i uzorke zraka za prikupljanje podataka
2. Staviti tlačni senzor u kanal-1 *Logger-Pro* uređaja. S špricom 20 ml odvojenom od tlačnog senzora, pomakni klip šprice dok crni gumeni prsten ne bude prednjim krajem (pokazano strjelicom na slici 48.) pozicioniran na oznaku 10. Staviti špricu u otvor za tlak. Noviji Vernier plinski tlačni senzori imaju bijeli produžetak koji izlazi na kraju kutije sa senzorom - spojiti špricu direktno u bijeli produžetak s blagim povlačenjem natrag.
3. Pripremiti računalo za prikupljanje podataka otvaranjem mape *Experiment 6* iz *Chemistry with Computers*. Zatim otvoriti dokument eksperimenta koji je jednak senzoru koji koristite. Na prikazu grafa ordinata označava tlak izražen od 0 do 250 kPa. Apscisa je volumen izražen od 0 do 20 ml.
4. Kliknuti *Collect* za početak prikupljanja podataka Prikupiti tlak – volumen podatke. Najbolje je da jedna osoba vodi računa o plinskoj šprici, a drugi o operacijama na računalu. Pomaknuti unutarnji dio šprice dok crni gumeni prsten ne bude prednjim krajem (pokazano na slici 48) na oznaci 5 ml na skali šprice. Zadržati unutarnji dio čvrsto (ne smije se pomicati) na ovoj poziciji, dok se vrijednost tlaka ne stabilizira.
5. Kada se očitovanje tlaka stabilizira, kliknuti *Keep*. Uzorak "5,0" je sačuvan. Kliknuti ENTER kako biste zadržali ovaj podatak. *Opaska*: Možete odabrati ponavljanje točke ako kliknete ESC (nakon izbora *Keep,* ali prije nego zadržite podatak).
6. Kliknite *Stop* nakon što završite prikupljanje podataka.
7. U svoju tablicu podataka snimajte parove vrijednosti tlaka i temperature prikazane na osnovnoj tablici (ili, ako je daje voditelj, kopirati osnovnu tablicu). Promatrajte graf tlak – volumen. Na temelju grafa odredite koji oblik matematičke relacije mislite da postoji između ove dvije varijable, direktni ili inverzni oblik.
8. Za provjeru pravilnog odabira: Odaberite *Oblik krivulje*. Izaberite odnos varijabli dat funkcijom y=Ax^n s liste dolje lijevo. Unesite vrijednost eksponenta n u stupanj/eksponent koji reprezentira relaciju prikazanu na grafu (na primjer: vrijednost «1» ako je odnos proporcionalan ili vrijednost «-1» ako je odnos obrnuto proporcionalan). Pritisnite *Try Fit.*

9. Krivulja koja najbolje odgovara bit će prikazana na grafu. Ako vam je odabir bio ispravan, krivulja će se podudarati s točkama veoma dobro. Ako se krivulja na poklapa dobro s točkama, pokušajte promijeniti eksponent i ponovo pritisnite *Try Fit*. Kada krivulja ima dobar oblik obzirom na točke parova volumen – tlak, pritisnite *OK*.
10. Jednom kada dobijete potvrdu da graf odgovara, izvesti zaključak je li proporcionalna ili obrnuto proporcionalna.

EKSPERIMENT 21. Charles-Gay Lussacov zakon

PRIBOR: Tri stativa
prste
hvataljka,
dvije duže gumene cijevi
gumeni čep
staklena cijev
termometar
azbestna mrežica, tronog
plamenik
Graduirana pipeta
Običan lijevak
Tikvica s okruglim dnom,
Velika čaša



Slika 49. Aparatura za demonstaraciju Charles-Gay Lussacova zakona.

POSTUPAK:
Aparaturu složiti prema slici 49. U nivo cijev polako ulijevati vodovodnu vodu dok se ne napuni skoro do vrha (paziti da u gumenoj cijevi ne ostane zraka!). Tikvicu, koja je smještena u čašu s vodom, dobro začepiti čepom kroz koji prolazi staklena cijev.
U tikvici je zrak!

Ispuštanjem vode iz nivo cijevi pomoću pipca izjednačiti nivoe vode u. U tom položaju očitati nivo vode. Očitati temperaturu vode u čaši. (Temperatura zraka u tikvici).

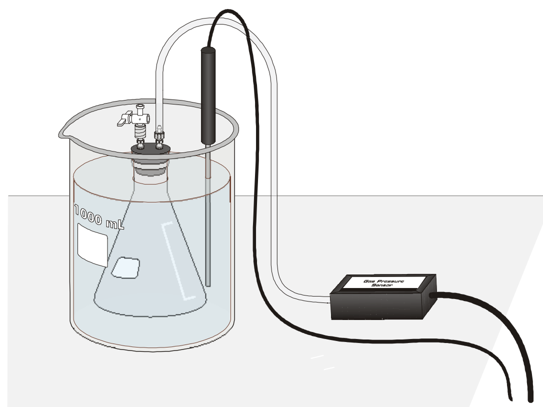
Vodu u čaši zagrijati za 5 K i podizanjem lijevka izjednačiti nivoe vode u nivo cijevi, te očitati nivo vode. Postupak ponoviti nekoliko puta, zagrijavanjem za još 5 K.

Postupak ponoviti nekoliko puta, zagrijavanjem za još 5 K.

EKSPERIMENT 22. Ovisnost tlaka o temperaturi kod plinova

Plinovi se sastoje od molekula koje su u stalnom kretanju i definirani su tlakom naprezanja prilikom sudara sa stjenkama posude u kojoj se nalaze. Na brzinu i broj sudara molekula plina utječe rast ili pad temperature plina. U ovom eksperimentu će te promatrati odnos temperature uzorka plina i tlaka naprezanja. Koristeći aparat prikazan na slici 50, u Erlenmeyerovu tikvicu će te zatvoriti zrak (to je plin koji promatramo) i sve zajedno smjestiti u vodenu kupelj i mjeriti temperaturu.

Tlak i temperatura će biti praćeni pomoću odgovarajućih senzora Volumen uzorka plina i broj molekula zraka u tikvici će biti konstantni. Parovi podataka tlak – temperatura bit će prikupljani tijekom eksperimenta, te analizirani. Na osnovu podataka i grafa odrediti ćete kakva matematička relacija povezuje ove dvije komponente – tlak i apsolutna temperatura zatvorenog plina. Možete izračunati i promjenu tlaka naprezanja i iskoristiti dobivene podatke za naći vrijednost apsolutne nule na Celsiusovoj temperaturnoj skali.



Slika 50. Aparatura za demonstraciju ovisnosti tlaka i temperature kod plinova.

PRIBOR: Vernier sučelje računala Logger *Pro*,
Senzor tlaka i temperature
Erlenmeyerova tikvica, 125 ml
Plastična cjevčica s dva konektora
Gumeni čepovi, Prsten, Sigurnosna spojnica
Tronog, azbestna mrežica i plamenik po Bunsenu
Rukavice ili krpa, Četiri čaše od 1000 ml i Led

POSTUPAK:

1. Pripremi i nosi naočale.
2. Pripremiti vodenu vrijuću kupelj. (oko 800 ml vruće vode u čašu od 1000 ml).
3. Staviti oko 800 ml vruće vode u četvrtu čašu od 1000 ml.
4. Staviti oko 800 ml vode na sobnoj temperaturi u treću čašu od 1000 ml.
5. Pripremiti ledenu vodenu kupelj. (oko 700 ml hladne vode u drugu čašu od 1000 ml).
6. Pripremiti temperaturni senzor i senzor za tlak za prikupljanje podataka.
   a. Utaknuti temperaturni senzor u Kanal 1 *Vernier LabPro* uređaja
   b. Utaknuti senzor za tlak u Kanal 2 *Vernier LabPro* uređaja.
   c. Na gumeni čep montirati plastičnu cjevčicu spojen na jedan od dva ventila. Stavi spojnicu na slobodni dio plastične cjevčice kako bi bio otvoren otvor za tlačni senzor s zatvaranjem u smjeru kazaljke na satu. Ostavi taj dvostruki ventil na gumenom čepu otvoren (u liniji prema gore kao što je prikazano na slici 51) do koraka 6f. Stavi gumeni čep na Erlenmayerovu tikvicu od 125 ml. VAŽNO: Okreni čep mora biti čvrsto stavljen i ne smije puštati zrak. Zatvoriti dvostruki ventil na gumenom čepu (okomito sa cijevi samog ventila). Uzorak zraka koji ćemo promatrati sada je zatvoren u tikvici.
7. Pripremiti kompjuter za prikupljanje podataka otvaranjem dokumenta Eksperiment 7 iz *Chemistry with Computers*. Ordinata predstavlja tlak izražen od 0 do 150 kPa. Apscisa je temperatura izražena od 0 do 100°C. Početi prikupljati podatke.

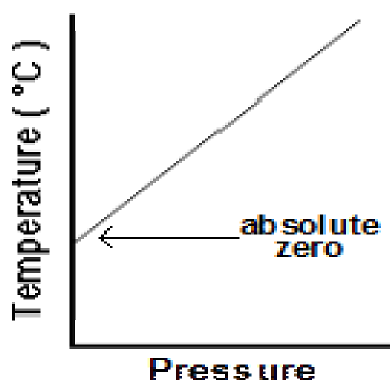
8. Prikupiti tlak – temperatura parove podataka za vaš uzorak plina:
   a. Premjesti tikvicu u ledenu kupelj. Provjeri je li cijela tikvica uronjena u kupelj.
   b. Staviti temperaturni senzor za probu u ledenu kupelj. Kada se očitani tlak i temperatura stabiliziraju, pritisnite *Keep*. Sada imate snimljen prvi par podataka tlak – temperatura.

9. Ponoviti korak 8 koristeći kupelj sobne temperature, zatim vruću kupelj, te vrijuću vodu. Kako biste zaštitili ruke od opeklina vrat tikvice držite pomoću rukavica ili krpe. Nakon što je senzor temperature bio u vrijučoj vodi na nekoliko sekundi, namjestit tikvicu u kupelj s vrijučom vodom i ponoviti proceduru.

10. Pritisnite *Stop* nakon što završite s prikupljanjem podataka.

11. Razmotrite dobiveni graf tlak - temperatura (°C). Kako biste odredili je li veza između tlaka i temperature proporcionalna ili obrnuto proporcionalna, morate temperaturu izraziti kao apsolutnu temperaturu, gdje 0° odgovara apsolutnoj nuli. Koristit ćemo Kelvinovu apsolutnu skalu temperature. Dobit ćemo je kada pribrojimo 273° svakoj Celsiusovoj temperaturi i dodamo jedinicu Kelvin/K; možete napraviti novu kolonu podataka za Kelvinovu temperaturu:
   a. Iz menija podataka izaberite ▸ *New colon*.
   b. Unesite “*Temp Kelvin*” kao dugo ime, “*T Kelvin*” kao kratko ime i “*K*” kao jedinicu. Zatim odaberi *Definiciju tablice*.
   c. Unesite ispravnu formulu za kolonu (*T Kelvin*) u *Jednadžbu*. Unesite “*273+*”. Zatim odaberi “*Temp Celsius*” iz liste podataka. U Jednadžbama sada treba pisati: *273+“Temp Celsius”*. Pritisnite *OK*.
   d. Izaberite ordinatu i izaberite samo «Tlak» i pritisnite *OK*. Izaberite apscisu, ostavite “Temp Kelvin” da bude prikazan na vodoravnoj koordinatnoj osi. Pritisnite *OK*.

12. Zaključite je li ovisnost proporcionalna ili obrnuto proporcionalna.
   a. Pritisnite gumb za *Oblik krivulje*.
   b. Izaberite svoju matematičku funkciju s liste dolje lijevo. Ako mislite da je odnos varijabli linearan (proporcionalan), koristite linearni oblik (y = mx + b). Ako mislite da je odnos varijabli eksponencijalan unesite (y = Ax^b). Pritisni *Try Fit*.
   c. Ako vam je odabir bio ispravan, krivulja će se podudarati s točkama. Pritisnite *OK*. Ako se krivulja ne poklapa dobro s točkama, pokušajte promijeniti matematičku funkciju i ponovo pritisnite *Try Fit*. Kada krivulja ima dobar oblik obzirom na točke parova, pritisnite *OK*.
   d. Automatski obje skale na grafu počinju od nule, duplim klikom u centru grafa možete prikazati *Opcije grafa*, izabrati *Opcije skala* i *Autoskalu* od 0 za obje koordinatne osi.



Podaci koje ste dobili također se mogu upotrijebiti za određivanje vrijednosti apsolutne nule Celsiusove temperaturne skale. Umjesto grafa tlak - apsolutna temperatura kao što smo radili do sada, ovaj put na ordinatu nanesite Celsiusovu temperaturu, a na apscisu tlak.

Obzirom da je apsolutna nula temperatura gdje je tlak teoretski jednak nuli, temperatura gdje linija regresije (produžetak krivulje T – P) siječe y-os biti će vrijednost Celsiusove temperature za apsolutnu nulu. Možete uzeti svoje podatke iz eksperimenta za odrediti vrijednost apsolutne nule.

VJEŽBA BR: 3

4.9. OTOPINE

4.9.1. OTOPINE I NJIHOVA SVOJSTVA

Otopine su homogene smjese čistih tvari, tj. otopine sadrže dvije ili više tvari pomiješanih u stanju molekulske disperzije. Otopine mogu biti plinovite, čvrste i kapljevite. Najčešće se misli na otopine kapljevitog agregatnog stanja. Tvari koje čine otopine nazivaju se *komponentama*. Komponenta koje je nazočna u otopini u većoj količini od ostalih komponenta naziva se otapalom, a ostale komponente su otopljene tvari. Otapalo je u najvećem broju slučajeva voda, te se najčešće govori o vodenim otopinama. Sve tvari ipak nisu topljive u vodi, pa su u uporabi i druga otapala: (npr. etanol, benzen, kloroform itd.).
Kvantitativno se sastav otopina najčešće izražava slijedećim veličinama:
(A - otapalo ;   B - otopljena tvar)

MNOŽINSKA KONCENTRACIJA (OTOPLJENE TVARI) jest omjer množine otopljene tvari i volumena otopine:

$$c(B) = \frac{n(B)}{V(otopine)}; \quad \text{SI –jedinica = mol m}^{-3}$$

Više je u uporabi decimalna SI-jedinica mol dm^{-3}

MASENA KONCENTRACIJA (OTOPLJENE TVARI) jest omjer mase otopljene tvari i volumena otopine:

$$y(B) = \frac{m(B)}{V(otopine)}; \quad \text{SI –jedinica = kg m}^{-3}$$

U laboratorijskom radu najčešće se masena koncentracija izražava g dm^{-3}.

MOLALITET (OTOPLJENE TVARI) jest omjer množine otopljene tvari i mase otapala:

$$b(B) = \frac{n(B)}{m(A)}; \quad \text{SI –jedinica = mol kg}^{-1}$$

MNOŽINSKI (KOLIČINSKI) UDIO neke tvari u otopini jednak je omjeru množine te tvari prema ukupnoj množini svih tvari:

$$x(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)}$$

Množinski udio je bezdimenzijska veličina, jer joj je jedinica broj 1.

MASENI UDIO neke tvari u otopini jednak je omjeru mase te tvari prema ukupnoj masi svih tvari u otopini:

$$w(A) = \frac{m(A)}{m(A) + m(B)}$$

Maseni udio je, kao i množinski udio, bezdimenzijska veličina. Maseni udio se često izražava u postocima. Postotak se dobiva množenjem vrijednosti masenog udjela sa 100.

Primjer pripreme otopine zadane koncentracije:
Na raspolaganju je sumporna kiselina: w(H_2SO_4) = 96%, ρ = 1,84 kg dm^{-3}, $M_r(H_2SO_4)$ = 98,08. Treba od te kiseline pripremiti 250 cm^3 otopine sumporne kiseline, koncentracije $c(H_2SO_4)$ = 0,2

mol dm^{-3}. Masa H_2SO_4 (100%) potrebna za pripremu 250 cm^3 otopine H_2SO_4, c(H_2SO_4) = 0,2 mol dm^{-3} jest:

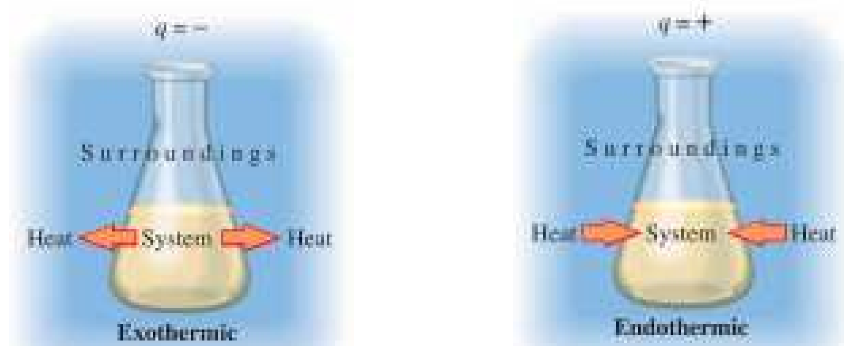
m(H_2SO_4) = V × c × M(H_2SO_4)
m(H_2SO_4) = 0,250 dm^3 × 0,2 mol dm^{-3} × 98,08 g mol^{-1}
m(H_2SO_4) = 4,9 g

96 g H_2SO_4 je u 100 g 96%-tne otopine, a 4,9 g je u:

(100/96) × 4.9 g otopine = **5,1 g**

Masa od 5,1 g 96%-tne otopine ima volumen:
V = m/ρ = 5,1 g / 1,84 g cm^{-3} = **2.8 cm^3**

Znači da u odmjernu tikvicu od 250 cm^3 treba menzurom odmjeriti točno 2,8 cm^3 96%-tne otopine H_2SO_4 i nadopuniti je destiliranom vodom do oznake. Sadržaj tikvice dobro protresti.
Približno vrijedi staro pravilo da se slično otapa u sličnom, tj. nepolarni spojevi otapaju se u nepolarnim kapljevinama, a polarni i ionski spojevi u polarnim kapljevinama.
Zasićena otopina neke tvari pri određenoj temperaturi jest ona otopina koja se nalazi u ravnoteži s neotopljenom čvrstom tvari. Ako otopina sadrži više otopljene tvari nego li odgovara zasićenoj otopini pri toj temperaturi, takva otopina naziva se ***prezasićenom otopinom***.
Topljivost čvrste tvari u određenoj kapljevini (otapalu) može rasti ili opadati s porastom temperature. Obično topljivost raste s porastom temperature.
Otapanjem čvrste tvari u vodi toplina se ili oslobađa ili veže. Ako se toplina prilikom otapanja oslobađa proces je ***e g z o t e r m a n***, a ako se toplina veže ***e n d o t e r m a n***.



Ako je otapanje endoterman proces, topljivost raste s porastom temperature. Ako je otapanje egzoterman proces, topljivost opada s porastom temperature. Promjena topljivosti čvrste tvari s promjenom temperature povezana je s toplinom otapanja jednim općim principom koji vrijedi za svako ravnotežno stanje.

- ***LECHATELIEROV PRINCIP*** (L'Šatelje): Ako se na sustav koji se nalazi u ravnoteži izvana djeluje nekim nasiljem, sustav pomiče ravnotežu u cilju izbjegavanja nasilja (tj. uspostavljanja prvobitnih uvjeta).

Otopine kapljevina u kapljevinama

Kod otapanja kapljevina u kapljevinama moguća su tri slučaja:

- Kapljevine se potpuno miješaju: U tom slučaju postoji samo jedna kapljevita faza s dvije ili više komponenata.
- Kapljevine se ne miješaju: U tom slučaju evidentna su dva sloja: Gornji jest kapljevina manje gustoće, a donji kapljevina veće gustoće.
- Kapljevine se djelomično miješaju:
U tom slučaju kapljevine daju u određenom koncentracijskom intervalu homogenu otopinu, a izvan tog područja postoje dva sloja kapljevina. Jedan sloj je zasićena otopina komponente A u komponenti B, a drugi sloj je zasićena otopina komponente B u komponenti A.

Otopine plinova u kapljevinama

Količina plina koje se otapa u određenoj količini kapljevine ovisi o prirodi plina, temperaturi i tlaku plina koji je u dodiru s kapljevinom.
Utjecaj prirode plina očituje se u njegovom kemijskom ponašanju. Plinovi koji kemijski ne reagiraju s kapljevinom slobo se u njoj otapaju, dok se plinovi koji kemijski reagiraju s kapljevinom dobro u njoj otapaju. Tako se u vodi dobro otapaju plinovi: NH_3, HCl, H_2S, SO_2 i CO_2, dok se slabo otapaju plinovi: H_2, O_2, N_2 i CO.

Utjecaj temperature: Što je viša temperatura kapljevine to se manja količina plina u njoj otapa.

Utjecaj tlaka plina*:*
HENRYJEV ZAKON*:* Masa plina otopljena u određenoj masi kapljevine pri određenoj temperaturi direktno je proporcionalna parcijalnom tlaku tog plina iznad kapljevine:

$x = K_x \times p$ (x je množinski udio plina u otopini)

Volumen otopljenog plina neovisan je o tlaku plina!
Henryjev zakon vrijedi samo za slabo topljive plinove pri niskim parcijalnim tlakovima.

RAOULTOV ZAKON (Raul): Parcijalni tlak pare otapala nad otopinom manji je od parcijalnog tlaka pare čistog otapala:

$p_A = p_A^o \times x_A$

p_A - parcijalni tlak pare otapala A nad otopinom;
p_A^o - parcijalni tlak pare čistog otapala;
x_A - množinski udio otapala u otopini

EKSPERIMENT 23. **Priprema otopine zadane koncentracije**
ZADATAK:
1. Priredi 250 cm^3 otopine HCl koncentracije 1.0 mol dm^{-3}. Na raspolaganju Vam je 36% otopina HCl gustoće 1.18 g/cm^3. Izračunati!

2. Priredi 250 cm^3 vodene otopine limunske kiseline, monohidrata, 1.0,mol dm^{-3}. Na raspolaganju Vam je limunska kiselina, monohidrata, ($C_6H_8O_7$*H_2O). Izračunati!

EKSPERIMENT 24. Ovisnost topljivosti o prirodi (strukturi) tvari
PRIBOR: Stalak s epruvetama
KEMIKALIJE: NaCl, čvrst
Naftalen ($C_{10}H_8$)
Etanol (C_2H_5OH)

Tetraklormetan (CCl_4)

POSTUPAK:

U tri epruvete staviti po oko 1 g NaCl. Zatim u svaku epruvetu staviti po 5 cm^3 odgovarajućeg otapala: u prvu destiliranu vodu, u drugu etanol i u treću tetraklormetan. Sadržaj svake od epruveta dobro promiješati i protresti.

U druge tri epruvete staviti po oko 1 g $C_{10}H_8$. Ponoviti postupak otapanja, kao kod NaCl.

Promatrati otapanje NaCl i $C_{10}H_8$ u navedenim otapalima. Podatke (otapa se; slabo se otapa; ne otapa se) unijeti u tablicu radne bilježnice.

NAPOMENA: Voda je polarno, etanol slabo polarno, a tetraklor metan nepolarno otapalo.

EKSPERIMENT 25. Ovisnost topljivosti o temperaturi

a) Otapanje kalijeva nitrata

PRIBOR: Velika epruveta, Termometar, Plamenik, Pipeta

KEMIKALIJE: Kalijev nitrat, čvrst (KNO_3)

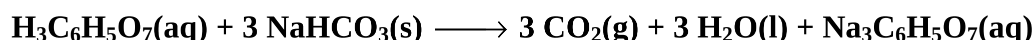
POSTUPAK:

Otpipetirati 10 cm^3 destilirane vode u veliku epruvetu. U toj vodi, laganim zagrijavanjem, otopiti točno 3 g KNO_3. Otopina ne smije provriti, da ne isparava voda! Kada se sol otopi prekinuti zagrijavanje i pustiti da se otopina polako hladi uz stalno miješanje (najbolje oprezno miješati termometrom). Zabilježiti temperaturu pri kojoj se pojave prvi kristali. Sada u istu epruvetu dodati još 3 g KNO_3 i opet laganim zagrijavanjem otopiti sav KNO_3. Opet pustiti da se otopina hladi uz miješanje, te opet zabilježiti temperaturu pri kojoj se pojave prvi kristali.

Čitav postupak ponoviti još 2 puta, dodatkom u dva navrata po još 3 g KNO_3.

b) Bilježenjenje krivulja endotermne i egzotermne reakcije Logger Pro uređajem

U prvom dijelu pratit ćete reakciju između otopine limunske kiseline i natrijevog hidrogenkarbonata ($NaHCO_3$). Jednadžba kemijske reakcije glasi:



$$\mathbf{H_3C_6H_5O_7(aq) + 3\ NaHCO_3(s) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) + Na_3C_6H_5O_7(aq)}$$

U drugom dijelu pratit će te reakciju između magnezija i otopine klorovodične kiseline. Jednadžba kemijske reakcije glasi:



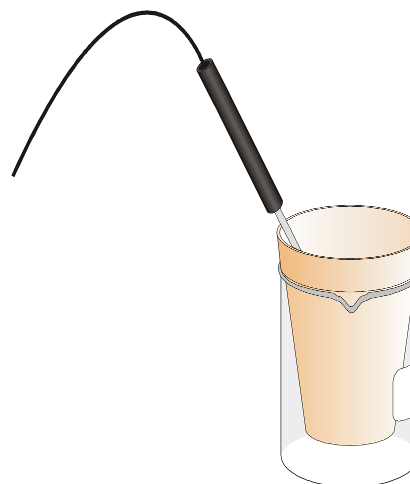
$$\mathbf{Mg(s) + 2\ HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)}$$

U ovom eksperimentu ćete koristiti *Logger Pro* za prikupljanje i prikaz podataka u obliku grafa ili tablice, analizu vaših eksperimentalnih podataka i prikaz grafa ili tablice podataka.

PRIBOR: Osobno računalo
Logger *Pro* uređaj
Vernier temperaturni senzor za probu
Graduirana menzura, 50 ml
Vaga
Čaša od stiropora ili termos-posuda
Čaša, 250 ml

KEMIKALIJE:
Limunska kiselina, $H_3C_6H_5O_7$, otopina
Natrijev hidrogenkarbonat $NaHCO_3$
Magnezij, Mg
Klorovodična kiselina, HCl, otopina

POSTUPAK:
Dat u dodatnom prilogu uz skriptu.



Slika 52.

EKSPERIMENT 26. Otapanje kapljevina u kapljevinama

PRIBOR I KEMIKALIJE: Stalak s epruvetama
Etanol (C_2H_5OH)
Eter ($C_4H_{10}O$)
Ulje

POSTUPAK:
U tri epruvete staviti po oko 5 cm^3 destilirane vode. U prvu dodati 3 cm^3 etanola i promiješati i protresti. Pogledati da li se te dvije kapljevine miješaju.
U drugu epruvetu dodati 3 cm^3 etera, te promiješati i protresti. Pogledati što se desilo.
U treću epruvetu dodati 3 cm^3 ulja, te opet protresti i promiješati i zabilježiti opažanje.

EKSPERIMENT 27. Otapanje plinova u kapljevinama

PRIBOR: Epruveta
Gumeni čep
Čaša od 250 cm^3
Staklena cijev.

KEMIKALIJE: Otopina amonijaka, koncentrirana
Crveni lakmus papir

POSTUPAK
Čašu ispuniti do 2/3 volumena vodom. Staviti u epruvetu oko 5 cm^3 otopine amonijaka i začepiti čepom kroz koji prolazi staklena cijev. Zagrijati otopinu amonijaka sve dok crveni lakmus papir, stavljen na vrh cijevi, ne dobije plavu boju - dokaz da se amonijak razvija!
Epruvetu preokrenuti (za 180^o) i uroniti je u čašu s vodom. Hlađenjem se otapa amonijak u vodi pa uslijed nastalog podtlaka voda ulazi u epruvetu - "vodoskok".

EKSPERIMENT 28. Henryjev zakon

PRIBOR: Epruveta
Staklena cijev.

KEMIKALIJE: Otopina amonijaka, razrijeđena
Fenolftalein

POSTUPAK:

U epruvetu staviti oko 4 cm^3 ***vrlo razrijeđene*** otopine amonijaka. Dodati 2 kapi fenolftaleina i protresti. Otopina se oboji ljubičasto. Staklenu cijev uroniti gotovo do dna epruvete i puhati zrak kroz nju. Postepeno se gubi ljubičasta boja. Propuhivanjem sa zrakom (plin koji se slabo otapa u vodi) uklanja se iz otopine amonijak (plin koji se dobro otapa u vodi). Naime, smanjuje se parcijalni tlak amonijaka iznad vode i opada njegova topljivost u vodi.

EKSPERIMENT 29. Određivanje molarne mase metodom sniženja ledišta

Kada je neka tvar otopljena u otapalu ledište otopine opada proporcionalno broju dodanih molova te tvari. Svojstvo, poznato kao sniženje ledišta, je koligativno svojstvo; što znači ovisno o omjerima otapala i otopljene tvari, a ne o prirodi samih tvari. Jednadžba koja to opisuje je sljedeća:

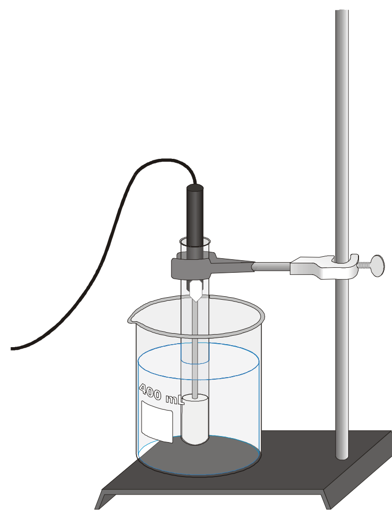
$$\Delta T = K_f \bullet b$$

gdje je ΔT sniženje ledišta, K_f je konstanta sniženja ledišta za određeno otapalo (3,9 K kg/mol za laurinsku kiselinu u ovom eksperimentu), a b je molalitet otopine (mol otopljene tvari/kg otapala).
U ovom eksperimentu ćete prvo odrediti ledište čistog otapala, laurinske kiseline, $CH_3(CH_2)_{10}COOH$. Zatim ćete dodati poznatu masu otopljene tvari, benzojeve kiseline, C_6H_5COOH, u poznatu masu otapala i odrediti sniženje ledišta otopine u odnosu na čisto otapalo. Mjerenjem sniženja ledišta i mase benzojeve kiseline, možete korištenjem formule odrediti molarnu masu benzojeve kiseline.

PRIBOR: Osobno računalo
Logger *Pro* uređaj
Vernier temperaturni senzor za probu
Čaša, 400 ml, Stativ, Hvataljke, Termometar
Epruvete 18 × 150 mm

KEMIKALIJE: Laurinska kiselina
Benzojeva kiselina

POSTUPAK: Dat u dodatnom prilogu uz skriptu.



Slika 53.

OPREZ: *Biti pažljiv i ne dopustiti da vruća laurinska kiselina dođe u dodir s kožom. Ne dodirivati dno epruvete.*

4.9.2. OTOPINE ELEKTROLITA

Tvari koje provode električnu struju pomoću iona, kada se otopljene u vodi ili rastaljene, jesu ***elektroliti*.** Sve ostale tvari koje ne provode struju uz iste uvjete jesu ***neelektroliti*.**
S. Arrhenius (Arenius) postavio je teoriju ***elektrolitske disocijacije***: Otapanjem u vodi elektroliti disociraju (raspadaju) na ione.
Ioni su električki nabijene čestice koje u električnom polju putuju prema elektrodama.
Negativno nabijeni ioni putuju prema anodi i nazivaju se ***anioni*.**
Pozitivno nabijeni ioni putuju prema katodi i nazivaju se ***kationi*.**

Anoda je elektroda na kojoj se uvijek odvija oksidacija.

Katoda je elektroda na kojoj se uvijek odvija redukcija.

Razlikuju se dvije vrste elektrolita:

- Elektroliti koji u vodenim otopinama potpuno disociraju na ione. Njihove otopine dobro provode električnu struju i takvi elektroliti nazivaju se jaki elektroliti.
- Elektroliti koji u vodenim otopinama samo djelomično disociraju na ione. Njihove otopine slabo vode električnu struju i takvi elektroliti nazivaju se slabi elektroliti.

EKSPERIMENT 30. Ilustracija elektrolitske disocijacije

PRIBOR: Stalak s epruvetama

KEMIKALIJE: Otopina natrijeva sulfata
Otopina bakrova(II) sulfata
Otopina barijeva klorida

POSTUPAK:

U prvu epruvetu staviti 3 cm^3 otopine natrijeva sulfata, a u drugu 3 cm^3 otopine bakrova(II) sulfata. Oba elektrolita disocijacijom daju uz odgovarajući kation i sulfatne ione. Otopine u obje epruvete su bistre.
U treću epruvetu staviti 3 cm^3 otopine barijeva klorida. Ovaj elektrolit disocijacijom daje barijeve katione i kloridne ione. I ova otopina je bistra.
Sada u otopinu natrijeva sulfata i u otopinu bakrova(II) sulfata dodati po par kapi otopine barijeva klorida iz treće epruvete. Obje otopine se zamute zbog nastanka bijelog taloga barijeva sulfata.

EKSPERIMENT 31. Ilustracija putovanja iona prema elektrodama

PRIBOR: Krumpir
Bušač za čepove
Petrijeva zdjelica
Dva komada deblje bakrene žice
Dva "krokodila"
Izvor istosmjerne struje (ispravljač) s priključnim žicama.

KEMIKALIJE: Otopina kalijeva jodida (KI), koncentrirana

POSTUPAK:

Krumpir prokuhati u kipućoj vodi (oko 5 minuta). Bušačem za čepove napraviti udubinu u krumpiru. Krumpir položiti u Petrijevu zdjelicu s udubinom prema gore. Sa dvije strane krumpira utaknuti pojedinu bakrenu žicu (služe kao elektrode). Bakrene žice, pomoću krokodila i priključnih žica, spojiti s izvorom istosmjerne struje. U udubinu sipati kalijev jodid. Zatim narinuti napon od 5 V i pustiti da struja prolazi kroz krumpir. Nakon nekoliko minuta isključiti struju. Prerezati krumpir uzduž bakrene anode. Oko anode je vidljivo modro obojenje, što je

dokaz da je na anodu doputovao I^- ion. Naime, I^- ion je oksidacijom na anodi dao I_2. Jod je zatim reagirao sa škrobom iz krumpira i dao modro obojenje.

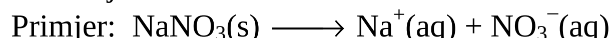
EKSPERIMENT 32. **Električna vodljivost otopina**

U ovom eksperimentu vidjet ćete neke osobine jakih elektrolita, slabih elektrolita i neelektrolita promatrajući ponašanje ovih tvari u vodenim otopinama. Odredit ćete te osobine koristeći *Senzor vodljivosti* ili *Probu vodljivosti*. Kada je senzor stavljen u otopinu koja sadrži ione, a oni imaju svojstvo vođenja struje i električni krug je potpuno zatvoren između elektroda u otopini koje su postavljene s obje strane (jedna nasuprot druge), odnosno s obje strane otvora, koji se nalazi blizu dna senzora (vidi Slika 54). Ovo rezultira vrijednostima vodljivosti koje mogu biti očitane na računalu. Jedinica vodljivosti u ovom eksperimentu je mikrosimens ili µS.

Vrijednost vodljivosti (veličina vodljivosti) ovisi o sposobnosti vodene otopine da vodi struju. Jaki elektroliti proizvode veliki broj iona, što rezultira velikim vrijednostima vodljivosti. Slabi elektroliti rezultiraju niskom vrijednošću vodljivosti, a neelektroliti ne pokazuju svojstvo vodljivosti. U ovom eksperimntu ćete promatrati neke faktore koji određuju hoće li neka otopina voditi struju ili ne, i ako hoće, određivat ćete relativnu magnitudu vodljivosti. Ovaj jednostavni eksperiment omogućava vam učenje velike razlike među tvarima i njihovim otopinama.
U svakom dijelu eksperimenta promatrat ćete različite osobine elektrolita. Promatrat ćete tri tipa tvari i njihove vodene otopine:

Ionski spojevi

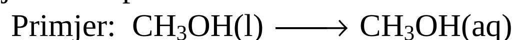
Najčešće su to jaki elektroliti i može se reći da disociraju u potpunosti u vodenim optopinama.



Primjer: $NaNO_3(s) \longrightarrow Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$

Kovalentni spojevi

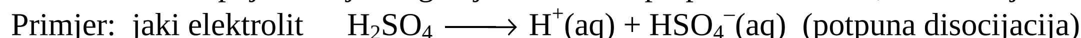
Najčešće su to neelektroliti. Oni ne disociraju na ione (ili zanemarivo malo). Rezultat je nevodljivost otopine.



Primjer: $CH_3OH(l) \longrightarrow CH_3OH(aq)$

Kiseline

Ovo su kovalentni spojevi koje mogu djelomično ili potpuno disocirati, ovisno o jakosti kiseline.



Primjer: jaki elektrolit $H_2SO_4 \longrightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$ (potpuna disocijacija)



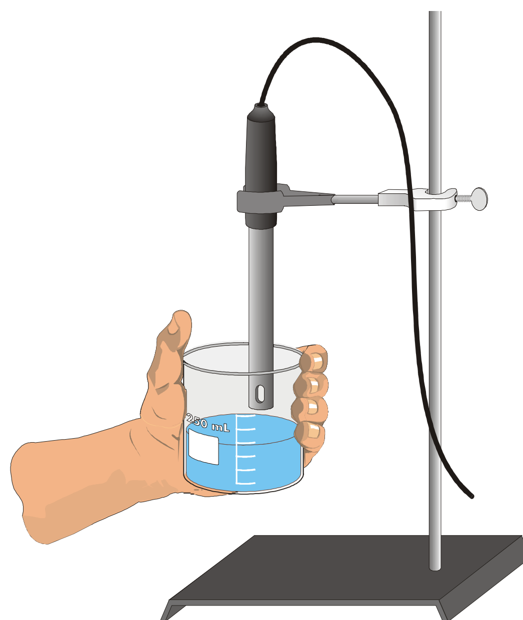
Primjer: slabi elektrolit $HF \longleftrightarrow H^+(aq) + F^-(aq)$ (nepotpuna disocijacija)

PRIBOR I KEMIKALIJE:

Lab Pro uređaj i Senzor za vodljivost
Čaša, 250 ml
Ispiralica ili boca štrcaljka s destiliranom vodom
Papirnati ručnici, Stativ, Hvataljke
H_2O (destilirana), H_2O (vodovodna)
Otopine koncentracije 0,05 $moldm^{-3}$
(NaCl, $MgCl_2$, $AlCl_3$,
CH3COOH (HAc), H_3PO_4, H_3BO_3, HCl,
C_2H_5OH (etanol) i $C_2H_6O_2$ (etilen - glikol) (zamjena je glicerol)

POSTUPAK:

1. **OPREZ:** Pažljivo rukujte s otopinama u ovom eksperimentu. Ne dopustite kontakt s kožom. U slučaju nezgode obavijestiti voditelja.
2. Pripremiti računalo otvaranjem *Eksperiment 13* u dokumentu *Chemistry with Computers*. Na ekranu će se pojaviti očitanja vodljivosti u jedinicama mikrosimens (µS).
3. Senzor vodljivosti je već priključen u Lab Pro uređaj i računalo. Već je namješten raspon vodljivosti od 0-20 000 µS.
4. Pripremi otopine grupe A. To su: 0.05 $moldm^{-3}$ NaCl, 0.05 $moldm^{-3}$ $CaCl_2$ i 0.05 $moldm^{-3}$ $AlCl_3$.



Slika 54.

5. Izmjeriti vodljivost svake otopine.
   a. Pažljivo uroni u svaku čašu s uzorkom senzor vodljivosti, dok otvor blizu dna senzora ne bude potpuno uronjen u otopinu koja swe testira. **Važno:** Obzirom da su dvije elektrode stavljene jedna nasuprot druge, s obje strane otvora senzora, ovaj dio senzora MORA biti potpuno uronjen.
   b. Pažljivo kružnim pokretom čaše promiješati sadržaj čaše. Kada se vrijednost vodljivosti stabilizira zabilježiti rezultat u tablicu podataka.
   c. Prije testiranja sljedeće otopine, očistiti senzor ispiralicom s destiliranom vodom u čašu od 250 ml. Mrlje s vanjske strane senzora posušiti papirnatim ručnicima. Nije nužno posušiti unutarnji dio senzora blizu otvora.
6. Pripremi otopine grupe B.
   To su: 0.05 $moldm^{-3}$ H_3PO_4, 0.05 $moldm^{-3}$ $HC_2H_3O_2$, 0.05 $moldm^{-3}$ H_3BO_3 i 0.05 $moldm^{-3}$ HCl. Ponoviti korak 5 postupka.
7. Pripremi otopine ili kapljevine grupe C. To su: 0.05 $moldm^{-3}$ CH_3OH, 0.05 $moldm^{-3}$ $C_2H_6O_2$, destilirana H_2O i vodovodna H_2O. Ponoviti korak 5 postupka.

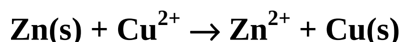
4.10. KEMIJSKE REAKCIJE

4.10.1. VRSTE KEMIJSKIH REAKCIJA

Sve kemijske reakcije anorganske kemije mogu se svrstati u tri grupe:

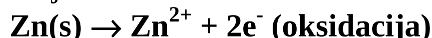
1. Redoks-reakcije su reakcije kod kojih dolazi do promjene stupanja oksidacije reaktanata.
Oksidacija je povećanje stupanja oksidacije, tj. otpuštanje elektrona.
Redukcija je smanjenje stupnja oksidacije, tj. primanje elektrona.
Prigodom redoks reakcije dolazi, dakle, do prijenosa elektrona. Svaki proces oksidacije prati proces redukcije, tj. nema oksidacije bez redukcije i obratno. Zato se takve reakcije skraćeno nazivaju redoks-reakcije.
Tvar koja prima elektrone i time se reducira jest oksidans (oksidacijsko sredstvo), jer oksidira onu tvar koja daje elektrone.
Tvar koja daje elektrone i time se oksidira jest reducens (redukcijsko sredstvo), jer reducira tvar koja prima elektrone.

PRIMJER:



$$Zn(s) + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu(s)$$

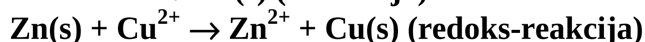
Ova redoks-reakcija može se raščlaniti na reakciju oksidacije i reakciju redukcije:



$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-} \text{ (oksidacija)}$$



$$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu(s) \text{ (redukcija)}$$



$$Zn(s) + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu(s) \text{ (redoks-reakcija)}$$

Cink je ovdje reducens, a bakrov(II) kation je oksidans.

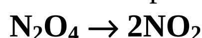
2. Kompleksne reakcije su reakcije kod kojih dolazi do promjene liganada, odnosno koordinacijskog broja reaktanata.
(Kompleksni spojevi su spojevi u kojima su skupine atoma povezane u manje ili više stabilne jedinice. Javljaju se u sva tri agregatna stanja. Kompleksni spoj sastoji se od centralnog atoma i liganada. Broj liganada vezanih na centralni atom zove se koordinacijski broj).
Kompleksne reakcije dijele se na:

a) *Kompleksne reakcije u užem smislu*, tj. reakcije nastajanja i raspadanja kompleksa (reakcije adicije i eliminacije) i reakcije izmjene liganada (reakcije supstitucije).

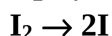
b) *Protolitičke (kiselinsko-bazne) reakcije* su reakcije kod kojih dolazi do prijenosa protona. Baza je tvar koja posjeduje slobodan elektronski par, a kiselina je tvar koje se zbog nedostatka elektrona može vezati na taj slobodan elektronski par. (Lewisova definicija)

c) *Reakcije taloženja i otapanja.*

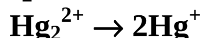
3. Reakcije disocijacije i asocijacije su reakcije kod kojih dolazi do disocijacije i asocijacije molekula, atoma i iona. Npr.:



$$N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$$



$$I_2 \rightarrow 2I$$



$$Hg_2^{2+} \rightarrow 2Hg^{+}$$

Kemijska reakcija ne mora pripadati samo jednoj od tih triju grupa, već može biti složena reakcija od tih grupa.

EKSPERIMENT 33. Redoks-reakcija sumpora i kisika (iz zraka)

PRIBOR: Željezni lim
KEMIKALIJE: Sumpor
POSTUPAK
Zapaliti na zraku malo sumpora. Sumpor gori plavičastim plamenom i nastaje sumporov(IV) oksid. Eksperiment izvoditi u digestoru, zbog otrovnosti sumporova(IV) oksida!

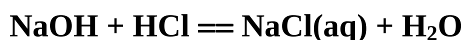
EKSPERIMENT 34. Redoks reakcija razrijeđene dušične kiseline i otopine željezova(II) sulfata
PRIBOR: Epruveta
KEMIKALIJE: Otopina dušične kiseline (HNO_3), razrijeđena
Otopina željezova(II) sulfata ($FeSO_4$), razrijeđena
POSTUPAK:
U epruvetu staviti oko 2 cm^3 otopine željezova(II) sulfata. Dodati oko 2 cm^3 otopine dušične kiseline i zagrijavati. Otopina požuti od nastalog Fe^{3+}, a iz otopine se oslobađa plin NO, koji u reakciji s kisikom iz zraka prelazi u smeđi NO_2.

EKSPERIMENT 35. Reakcija raspadanja i nastajanja kompleksa
PRIBOR: Porculanska zdjelica
azbestna mrežica
tronog, plamenik
KEMIKALIJE: Bakrov(II) sulfat pentahidrat ($CuSO_4 \times 5H_2O$)
POSTUPAK:
Kristale $CuSO_4 \times 5H_2O$ smrviti u tarioniku. Prah lagano zagrijati u porculanskoj zdjelici, preko azbestne mrežice. Bakrov(II) sulfat pentahidrat gubi boju i prelazi u bakrov(II) sulfat (raspad kompleksa), što se poznaje po promjeni boje iz modre u bijelu.
Ostaviti da se zdjelica sa sadržajem ohladi. Ohlađenom bakrovom(II) sulfatu dodavati kap po kap vode. Sol postaje ponovo modra zbog nastanka kompleksa bakrovog(II) sulfata pentahidrata.

EKSPERIMENT 36. Reakcija supstitucije liganada
PRIBOR: Stalak s epruvetama
KEMIKALIJE: Otopina $CuSO_4 \times 5H_2O$
Otopina amonijaka
POSTUPAK:
U epruvetu staviti 2 cm^3 otopine $CuSO_4 \times 5H_2O$. Otopina je plave boje od iona $Cu(H_2O)_6^{2+}$. Otopini dodavati, kap po kap, otopinu amonijaka. Otopina pomodri, jer zbog izmjene (supstitucije) šest akva liganada s četiri ammin liganada nastaje $Cu(NH_3)_4^{2+}$ ion.

EKSPERIMENT 37. Protolitička reakcija (kiselinsko-bazna titracija)
PRIBOR: Bireta
Erlenmeyerova tikvica od 300 cm^3.
KEMIKALIJE: Otopina NaOH, nepoznate koncentracije
Otopina HCl, $c(HCl) = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$
Indikator metil-orange
POSTUPAK:
U Erlenmeyerovu tikvicu staviti određeni volumen otopine NaOH nepoznate koncentracije i razrijediti destiliranom vodom na oko 25 cm^3. Time se količina (množina) baze nije promijenila! Otopini dodati 2 kapi metil-orangea i protresti - otopina ima žutu boju. Sada otopinu NaOH titrirati otopinom HCl. Titriranje se izvodi ispuštanjem otopine HCl, kap po kap, iz birete, uz protresivanje Erlenmeyerove tikvice. Kad otopina, nakon protresivanja, promijeni boju iz žute u

crvenu titracija je završena. U cilju boljeg opažanja promjene boje preporuča se pod Erlenmeyerovu tikvicu podmetnuti bijelu podlogu (papir ili slično).
Natrijev hidroksid reagira u protolitičkoj reakciji neutralizacije sa kloridom kiselinom prema jednadžbi (**stehiometrijski napisano**):



$$\mathbf{NaOH + HCl == NaCl(aq) + H_2O}$$

Znači, svaka reagirajuća jedinka od HCl ekvivalentna je jednoj jedinki od NaOH.
Prikazano množinama jedinki, jest:

$$\mathbf{n(NaOH) = n(HCl)} \qquad \mathbf{(1)}$$

Za koncentracije vrijedi:

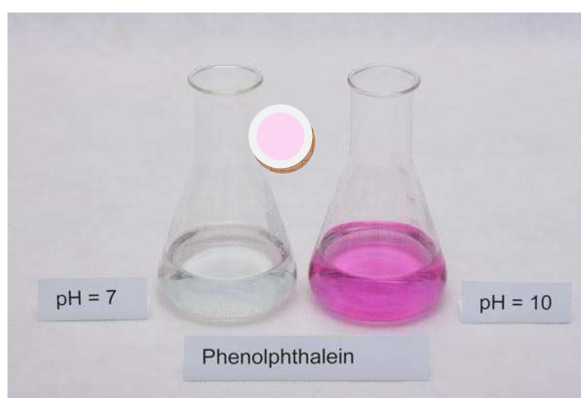
$$\mathbf{c(NaOH) = n(NaOH)/V(NaOH)} \qquad \mathbf{(2)}$$

$$\mathbf{c(HCl) = n(HCl)/V(HCl)} \qquad \mathbf{(3)}$$

Ako se jednadžbe 2 i 3 uvrste u jednadžbu 1 dobije se:

$$\mathbf{c(NaOH) \times V(NaOH) = c(HCl) \times V(HCl)}$$





EKSPERIMENT 38. **Protolitička reakcija (kiselinsko-bazna titracija) i krivulja titracije dobivena pomoću računala**

Titracija ja proces za određivanje volumena otopina koji je potreban za reakciju (za neutralizaciju) s količinom druge tvari. U ovom eksperimentu ćete titrirati otopinu klorovodične kiseline, HCl, otopinom natrijeve lužine, NaOH. Koncentracija NaOH je poznata, a koncentraciju HCl morate odrediti. Vodikov ion iz kiseline reagira s hidroksid-ionom iz lužine u omjeru 1:1 i daju vodu prema reakciji:



$$\mathbf{H^{+}(aq) + Cl^{-}(aq) + Na^{+}(aq) + OH^{-}(aq) \longrightarrow H_2O(l) + Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)}$$

Kada otopinu HCl titriramo s otopinom NaOH, pH kisele otopine u početku je nizak. Kako dodjemo lužinu, pH se mijenja postepeno, do približno točke ekvivalencije, kada se pomiješaju ekvivalentne količine kiseline i lužine. U blizini točke ekvivalencije pH raste veoma brzo, kako je prikazano na grafu. Poslije točke ekvivalencije promjene pH su opet postepene prema većim vrijednostima, do potpunog mirovanja s dodatkom lužine.
u ovom eksperimentu ćete pratiti promjenu pH kod titracije pomoću računala. Dio krivulje jakog porasta pH ćete dodatno promatrati za određivanje točke ekvivalencije. Prema volumenu utrošenog NaOH odrediti ćete koncentraciju HCl.

PRIBOR:

- *Logger Pro* uređaj
- Vernier pH senzor
- Drop Counter (brojač kapi)
- Originalna otopina za senzor
- Ispiralica s destiliranom vodom
- Čaša 250 ml
- Stakleni štapić
- Bireta, 50 ml
- Pipeta, 10 ml
- Magnetna miješalica
- Propipeta,
- Stativ
- Hvataljke

KEMIKALIJE:

- Otopina NaOH konc. 0,1 mol dm^{-3}
- Otopina HCl, c(HCl) = nepoznate koncentracije
- Indikator metil-orange ili fenol–ftalein

POSTUPAK: Dat u dodatnom prilogu uz skriptu.



Slika 55. Aparatura za titraciju

VJEŽBA BR: 4

4.10.2. KEMIJSKA KINETIKA

Kemijske reakcije odvijaju se različitom brzinom. Glavni faktori koji utječu na brzinu kemijske reakcije jesu: priroda reaktanata, koncentracija reaktanata, temperatura, dodirna površina reaktanata, zračenja, prisutnost katalizatora.
Ovisnost brzine kemijske reakcije o koncentraciji reaktanata formulirana je ***Guldberg - Waageovim zakonom o djelovanju masa:*** brzina kemijske reakcije proporcionalna je aktivnim masama reagirajućih tvari.
Aktivne mase su koncentracije reaktanata koje određuju brzinu reakcije. To su koncentracije reaktanata u najsporijem stupnju reakcije.
Do izraza za brzinu dolazi se za svaku pojedinu reakciju eksperimentalnim putem.
Što se tiče utjecaja temperature, poznato je da s porastom temperature za 10 K brzina reakcije poraste za 2 do 3 puta.
Što je dodirna površina reaktanata veća, to je mogućnost reagiranja veća, a time je veća i brzina reakcije. Zbog toga su reakcije u otopinama reaktanata mnogo brže nego kad su reaktanti pomiješani u čvrstom stanju.
Katalizatori su tvari koje ubrzavaju kemijsku reakciju, ali ne pomiču ravnotežu kemijske reakcije (jer jednako ubrzavaju polaznu i povratnu reakciju). Katalizator može ubrzati samo onu reakciju koja je inače moguća. Kad reakcija završi katalizator ostaje kemijski nepromijenjen. Neka tvar je katalizator za određenu kemijsku reakciju i ne mora katalizirati neku drugu reakciju. Ima i reakcija kod kojih vlastiti produkt reakcije djeluje kao katalizator - ***autokataliza.***
Kod ***homogene katalize***, katalizator je molekulski dispergiran u reakcijskom sustavu.
Kod ***heterogene katalize***, katalizator čini zasebnu fazu.
(Faza je homogeni dio nekog sustava koji je odijeljen od ostalih dijelova sustava fizičkom granicom.)
Postoje i takve tvari koje koče, odnosno usporavaju, određene kemijske reakcije. Takve tvari nazivaju se ***negativni katalizatori ili inhibitori***.

EKSPERIMENT 39. **Utjecaj koncentracije reaktanata na brzinu kemijske reakcije**
U ovom eksperimentu promatrat ćemo zamućenje koje nastaje od izlučena sumpora. Kako bi mogli usporediti dobivene rezultate potrebno je da uvjeti izvođenja eksperimenta budu jednaki u svakom koraku. Zato izvodite eksperiment u jednakim epruvetama s približno jednakim volumenom uzorka.
Općenito kod svih istraživanja uvijek se mijenja jedan po jedan parametar, kako bi se odredio utjecaj parametra na reakciju. U našem slučaju promjenjivi parametar je koncentracija tiosulfata, a stalni parametri su temperatura i koncentracije ostalih reaktanata. Zadatak je odrediti kako koncentracija tiosulfata utječe na brzinu kemijske reakcije.

PRIBOR: Stalak s epruvetama, štoperica
KEMIKALIJE: Otopina natrijeva tiosulfata, $c(Na_2S_2O_3) = 0.2$ mol dm^{-3}
Otopina sumporne kiseline, $c(H_2SO_4) = 0.2$ mol dm^{-3}
POSTUPAK:
Potrebno vam je osam epruveta. Podijelite ih u dvije grupe po četiri.
Staviti u prve četiri epruvete po 1 cm^3 otopine H_2SO_4.
U druge četiri epruvete staviti redom: u prvu 1 cm^3 $Na_2S_2O_3$ i 4 cm^3 destilirane vode, u drugu 2 cm^3 $Na_2S_2O_3$ i 3 cm^3 destilirane vode, u treću 3 cm^3 $Na_2S_2O_3$ i 2 cm^3 destilirane vode i u četvrtu 4 cm^3 $Na_2S_2O_3$ i 1 cm^3 destilirane vode.

Kiselinu iz prve četiri epruvete ulijevati redom u epruvetu s otopinama $Na_2S_2O_3$. Mjeriti štopericom vrijeme za svaku epruvetu potrebno da se otopina zamuti od izlučnog sumpora. Dobivene rezultate unijeti u tablicu.



$$S_2O_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow S(s) + SO_2(g) + H_2O$$

Temperatura je stalna!

EKSPERIMENT 40. Utjecaj temperature na brzinu kemijske reakcije

PRIBOR: Stalak s epruvetama
Čaša od 400 cm^3
Termometar
Azbestna mrežica, tronog, plamenik
Štoperica

KEMIKALIJE: Otopina natrijeva tiosulfata, $c(Na_2S_2O_3) = 0.2$ mol dm^{-3}
Otopina sumporne kiseline, $c(H_2SO_4) = 0.2$ mol dm^{-3}

POSTUPAK

Potrebno vam je šest epruveta. Podijelite ih u dvije grupe po tri.
U tri epruvete staviti po 1 cm^3 otopine H_2SO_4.
U druge tri epruvete staviti po 1 cm^3 $Na_2S_2O_3$ i po 5 cm^3 destilirane vode. Napraviti tri grupe (para) otopina H_2SO_4 i $Na_2S_2O_3$. Prvi par staviti u čašu s vodom i zabilježiti temperaturu vode. Pomiješati sadržaj prvog para epruveta ulijevanjem sumporne kiseline u natrijev tiosulfat i mjeriti vrijeme potrebno da se otopina zamuti.
Drugi par otopina (epruveta) staviti u čašu s vodom i vodi povisiti temperaturu za 10 K. Na prije opisan način, pomiješati sadržaj epruveta i mjeriti vrijeme zamućenja. Vodi povisiti temperaturu za još 10 K, te isti postupak ponoviti s trećim parom otopina. Podatke (rezultate) unijeti u tablicu

EKSPERIMENT 41. Utjecaj katalizatora na brzinu kemijske reakcije

PRIBOR: Stalak s epruvetama, trijeska

KEMIKALIJE: Otopina vodikovog peroksida, $w(H_2O_2) = 3\%$
Manganov(IV) oksid
Otopina sumporne kiseline, $w(H_2SO_4) = 30\%$
Otopina sumporne kiseline – razrijeđena
Otopina kalijeva permanganata, $c(KMnO_4) = 0{,}1$ mol dm^{-3}
Kalijev nitrat ($KNO_3(s)$)
Cink
Otopina oksalne kiseline, $c(H_2C_2O_4) = 0{,}2$ mol dm^{-3}
Manganov(II) sulfat-čvrst

POSTUPAK:

a) Heterogena kataliza - staviti u epruvetu oko 5 cm^3 otopine H_2O_2. Vodikov peroksid se vrlo sporo raspada. Dodatak male količine MnO_2 katalizira raspad vodikovog peroksida:

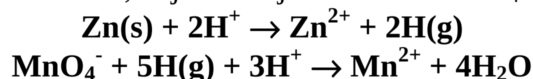


$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2(g)$$

Nastali kisik može se dokazivati tinjajućom trijeskom.

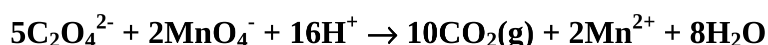
b) Homogena kataliza - epruvetu do polovine ispuniti otopinom H_2SO_4. Dodati 3 do 4 kapi otopine $KMnO_4$. Nastalu otopinu dobro promiješati i podijeliti u tri epruvete.
U prvu epruvetu dodati malo cinka i kristalić kalijeva nitrata.
U drugu samo malo cinka. Treća epruveta služi za usporedbu. Zabilježiti vrijeme potrebno za obezbojenje otopine uz kazalizator (KNO_3) i bez katalizatora.

Djelovanjem kiseline na cink razvija se vodik. Vodik je *u stanju nastajanja* ("in statu nascendi") u atomskom stanju i jako je reaktivan, te je u stanju reducirati MnO_4^- prema reakciji:



$$\mathbf{Zn(s) + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H(g)}$$
$$\mathbf{MnO_4^- + 5H(g) + 3H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O}$$

c) Autokataliza - Staviti u dvije epruvete po 5 cm^3 oksalne kiseline. Zakiseliti razrijeđenom sumpornom kiselinom.
U jednu epruvetu dodati otopinu $KMnO_4$uz miješanje. Oksidacija oksalata permanganatom odvija se u početku sporo, a zatim kad započne brzo završi (izgubi se ljubičasta boja), jer reakciju kataliziraju nastali Mn^{2+} kationi. Zabilježiti vrijeme potrebno da se otopina obezboji.
U drugu epruvetu dodati kristlić $MnSO_4$, a zatim otopinu $KMnO_4$. Reakcija se odvija vrlo brzo, jer je prisutan katalizator Mn^{2+}. Zabilježiti vrijeme potrebno da se otopina obezboji:

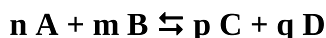


$$\mathbf{5C_2O_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 10CO_2(g) + 2Mn^{2+} + 8H_2O}$$

4.11. KEMIJSKA RAVNOTEŽA

4.11.1. RAVNOTEŽE U HOMOGENIM I HETEROGENIM SUSTAVIMA

Kod reverzibilnih se reakcija uz polaznu reakciju zbiva i povratna reakcija. Npr. (n) molekula reaktanta (A) i (m) molekula reaktanta (B) reakcijom daju (p) molekula produkta (C) i (q) molekula produkta (D).
Isto tako (p) molekula (C) i (q) molekula (D) povratnom reakcijom daju (n) molekula (A) i (m) molekula (B).
Ukupna reakcija može se prikazati jednadžbom:



$$\mathbf{n\,A + m\,B \leftrightarrows p\,C + q\,D}$$

U momentu kada brzina povratne reakcije postane jednaka brzini polazne reakcije, prema vani se reakcija više ne odvija tj. sustav je u dinamičkoj ravnoteži.
Eksperimentalno je nađeno da je u ravnotežnom stanju umnožak koncentracija produkata kemijske reakcije dignutih na potenciju broja molekula (prema kemijskoj jednadžbi), podijeljen umnoškom koncentracija reaktanata dignutih na potenciju broja molekula, konstanta vrijednosti pri konstantnoj temperaturi:

$$K_c = \frac{[C]^p\,[D]^q}{[A]^n\,[B]^m} \qquad [\ ] = mol\ dm^{-3}$$

Taj izraz poznat je pod imenom *zakon o djelovanju masa ili zakon kemijske ravnoteže*.
Konstanta (K_C) naziva se konstantom kemijske ravnoteže.
Brojčana vrijednost (K_C) određuje položaj ravnoteže. Dimenzija konstante ovisi o jednadžbi reakcije.

4.11.2. RAVNOTEŽE U OTOPINAMA ELEKTROLITA

U čistoj vodi i u vodenim otopinama postoji ravnoteža:



$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$$

Konstanta ravnoteže je ($[H_2O]$ = konstanta):

$$[H^+] \times [OH^-] = K_w = 10^{-14}\ mol^2\ dm^{-6}\ (pri\ 25^oC)$$

i naziva se ionski produkt vode.

Kako voda ionizira na jednak broj H^+ iona i OH^- iona, to je u čistoj vodi:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ mol\ dm^{-3}$$

Znači:

Da se pojednostavni izražavanje koncentracije H^+ iona, odnosno kiselosti i lužnatosti otopina, P. L. Sorensen predložio je da se koncentracija vodikovih iona izražava tzv. vodikovim eksponentom, pH (pe-ha):

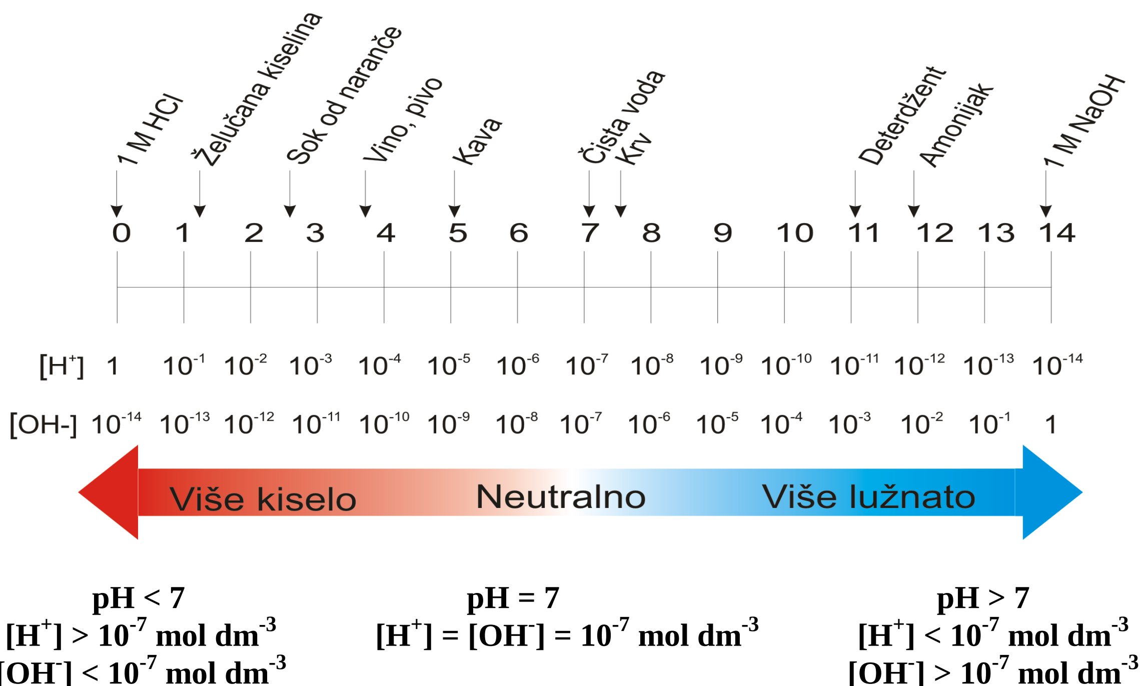
$$\mathbf{10^{-pH} = [H^+] / mol\ dm^{-3}}$$

odnosno:

$$\mathbf{pH = -\log ([H^+] / mol\ dm^{-3})}$$

Prema tome pH je bezdimenzijska veličina.

$$\mathbf{[H^+] / mol\ dm^{-3} = antilog\ (-pH)}$$



pH < 7	pH = 7	pH > 7
$[H^+] > 10^{-7}$ mol dm^{-3}	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol dm^{-3}	$[H^+] < 10^{-7}$ mol dm^{-3}
$[OH^-] < 10^{-7}$ mol dm^{-3}		$[OH^-] > 10^{-7}$ mol dm^{-3}

Analogno pH, može se koncentracija hidroksidnog iona izražavati veličinom pOH:

$$\mathbf{pOH = -\log ([OH^-] / mol\ dm^{-3})}$$

Logaritmiranjem izraza za ionski produkt vode dobija se relacija:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Indikatori su tvari koje stupaju u vidljivu kemijsku reakciju s otopinom kojoj se želi odrediti koncentracija H^+ - iona. Naime, indikator unutar određenog pH - područja mijenja boju.

4.11.3. REDOKS - RAVNOTEŽE

Ako se metal stavi u otopinu njegovih iona, metalni ioni iz metala nastoje prijeći u otopinu, a isto tako i metalni ioni iz otopine nastoje prijeći u metalnu rešetku. Na površini metala uspostavlja se ravnoteža:



$$M^{z+} + ze^- \rightarrow M(s)$$

odnosno metal uronjen u otopinu svojih iona tvori jedan redoks sustav. Položaj te ravnoteže određen je konstantom ravnoteže redoks-sustava. Između metala i otopine njegovih iona uspostavlja se razlika potencijala (polučlanak). Ta razlika potencijala ne može se mjeriti. Mjerljiva je jedino razlika potencijala između dviju elektroda. Ona je jednaka elektromotornoj sili (EMS) tako nastalog galvanskog članka.

Elektrodni potencijal nekog redoks sustava ovisi o aktivitetu oksidiranog i reduciranog oblika redoks sustava, prema Nernstovoj jednadžbi:

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln\left(\frac{a(O)}{a(R)}\right)$$

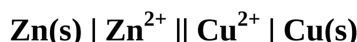
gdje je E^0 standardni redoks potencijal tog redoks sustava (redoks potencijal sustava kada je aktivitet oksidiranog oblika (a(O)) i reduciranog oblika (a(R)) jednak jedan). Za vrlo razrijeđene otopine elektrolita umjesto aktiviteta mogu se koristiti koncentracije. U prethodnoj jednadžbi R je opća plinska konstanta, T je termodinamička temparatura, z je broj izmijenjenih elektrona, F je Faradajeva konstanta, a ln označava prirodni logaritam. Na temperaturi 25°C (298.15 K) uvrštavanjem temperature i vrijednosti konstanti u Nernstovu jednadžbu, te pretvaranjem prirodnog logaritma u dekadski, ona poprima oblik:

$$E = E^0 + \frac{0.059}{z} \log\left(\frac{a(O)}{a(R)}\right)$$

Galvanski članci služe za neposredno pretvaranje kemijske energije u električnu. Da bi galvanski članak mogao davati električnu struju, moraju se procesi oksidacije i redukcije zbivati na dva odvojena mjesta, na elektrodama galvanskih polučlanaka.

Elektromotorna sila galvanskog članka ovisi o elektrodnom potencijalu jedne i druge elektrode koje čine galvanski članak. Elektrodni potencijal nekog redoks sustava prema Nernstovoj jednadžbi ovisi o aktivitetu oksidiranog i reduciranog oblika tvari.

Načini li se npr. galvanski članak:



$$Zn(s) \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu(s)$$

U članku se na anodi spontano zbiva reakcija oksidacije:



$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

$$E = E^0\left(Zn^{2+}/Zn\right) + \frac{0.059}{z} \log\left(\frac{a(Zn^{2+})}{a(Zn)}\right) = E^0\left(Zn^{2+}/Zn\right) + \frac{0.059}{2} \log\left(a(Zn^{2+})\right)$$

a(Zn) = 1 po definiciji (kruta tvar)

a na katodi reakcija redukcije:



$$\mathbf{Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(s)}$$

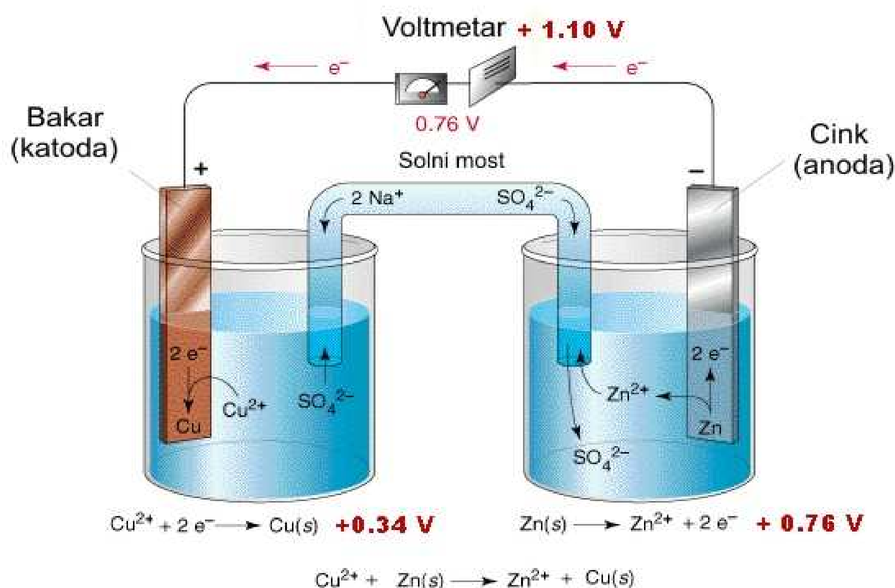
$$E = E^0\left(Cu^{2+}/Cu\right) + \frac{0.059}{z}\log\left(\frac{a(Cu^{2+})}{a(Cu)}\right) = E^0\left(Cu^{2+}/Cu\right) + \frac{0.059}{2}\log\left(a(Cu^{2+})\right)$$

a(Cu) = 1 po definiciji (kruta tvar)

Razlika potencijala između elektroda (elektromotorna sila) jednaka je razlici potencijala katode i anode:

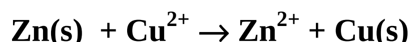
$$E_{MF} = E_K - E_A$$

$$E_{MF} = E^0\left(Cu^{2+}/Cu\right) - E^0\left(Zn^{2+}/Zn\right) + \frac{0.059}{2}\log\left(\frac{a(Cu^{2+})}{a(Zn^{2+})}\right)$$



Slika 58. Daniellov članak

Ukupna reakcija koja se zbiva u tom galvanskom članku jest:

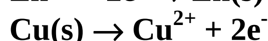


$$\mathbf{Zn(s) + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu(s)}$$

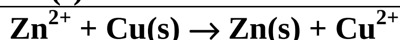
a njegova standardna elektromotorna sila (*a*(Cu^{2+}) = *a*(Zn^{2+}) = 1)) iznosi E_{MF}^{e} = 1,10 V.
Navedena i svaka druga elektrokemijska reakcija u galvanskom članku zbiva se sama od sebe. Dakle, prilikom elektrokemijske reakcije u galvanskom članku proizvodi se električna struja.
Želi li se u galvanskom članku izazvati obrnuti proces, tj. na jednoj elektrodi izlučivanje cinka, a na drugoj otapanje bakra, treba sustavu izvana dovesti energiju u vidu električne energije. To znači da sustavu izvana treba narinuti veći i suprotan napon nego što je napon članka (1.10 V). Znači, izvana narinutim suprotnim naponom cinkova elektroda postaje katoda, a bakrena elektroda anoda:



$$\mathbf{Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn(s)}$$



$$\mathbf{Cu(s) \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-}$$



$$\mathbf{Zn^{2+} + Cu(s) \rightarrow Zn(s) + Cu^{2+}}$$

Takav elektrokemijski proces koji se ne odvija spontano već prisilno (dovođenjem električne energije sustavu) naziva se ***elektroliza.***

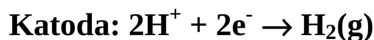
FARADAYEVI ZAKONI ELEKTROLIZE:

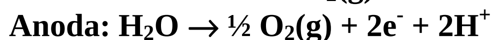
I. Faradayev zakon: Količine tvari nastalih elektrolizom izravno su proporcionalne količini struje koja se prošla kroz elektrolit.

II. Faradayev zakon**:** Jednake količine električne struje izlučuju elektrolizom različite tvari u omjeru masa njihovih ekvivalentnih jedinki.

Primjer računanja vrijednosti Faradayeve konstante iz podataka dobivenih eksperimentom:
Elektrolizom zakiseljene vode, na katodi se izdvojilo 20 cm^3 vodika, pri 293,15 K i 101,325 kPa. Električna struja iznosila je 0,9 A, a vrijeme elektrolize 180 s.

Iz ovih podataka treba izračunati vrijednost Faradayeve konstante i masu razvijenog kisika.


Katoda: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2(g)$


Anoda: $H_2O \rightarrow \frac{1}{2} O_2(g) + 2e^- + 2H^+$

T = 293,15 K	I = 0,9 A	T^Θ = 273,15 K
p = 101,325 kPa	t = 180 s	p^Θ = 101,325 kPa
V = 20 cm^3		

$$V^\Theta = \frac{p * V * T^\Theta}{p^\Theta * T} \qquad V^\Theta = \frac{101{,}325\,kPa * 20\,cm^3 * 273{,}15\,K}{101{,}325\,kPa * 293{,}15\,K}$$

V^Θ = 18,6 cm^3
M = 2,016 g/mol

Pri standardnim okolnostima:

1 mol H_2 — 22 414 cm^3
n (H_2) — 18,6 cm^3
n (H_2) = 8,3*10^{-4} mol
m(H_2) = n (H_2) * M (H_2) = 1,7 * 10^{-3}g

$$F = \frac{I * t * M(H_2)}{z * m(H_2)} \qquad F = \frac{I * t}{z * n(H_2)} \qquad F = \frac{0{,}9\,A * 180\,s}{2 * 8{,}3 * 10^{-4}\ mol}$$

F **= 97 590 C mol**$^{-1}$

Prava vrijednost Faradayeve konstante iznosi: $\boldsymbol{F^\Theta}$ = ***96485*** **C mol**$^{-1}$
Pogreška kod eksperimenta:

$$\xi = \frac{stvarna - dobivena}{stvarna} = \frac{96485 - 97590}{96485} * 100 = -1{,}1\%$$

U skladu s drugim Faradayevim zakonom mase izlučenog vodika i kisika odnose se kao molarne mase M(H_2) i M($1/2O_2$):

$$\frac{m(H_2)}{m(O_2)} = \frac{M(H_2)}{M(1/2O_2)}$$

$$m(O_2) = m(H_2) * \frac{M(1/2O_2)}{M(H_2)}$$

$m(O_2) = n(H_2) * M(1/2O_2)$:
$m(O_2) = 8{,}3 * 10^{-4}$ mol * 8 g/mol
$m(O_2) = 6{,}6 * 10^{-3}$ g

EKSPERIMENT 42. Pomicanje kemijske ravnoteže

PRIBOR: Plamenik, tronog, trokut za žarenje
Porculanska zdjelica
Stalak s epruvetama
Pipeta

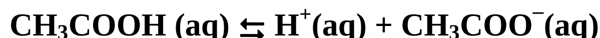
KEMIKALIJE: Kobaltov(II) klorid heksahidrat ($CoCl_2 \times 6H_2O(s)$)
Etanol, $w(C_2H_5OH) = 96\%$

POSTUPAK:

U porculansku zdjelicu staviti nekoliko kristala $CoCl_2 \times 6H_2O$ i oprezno zagrijavati dok se sol ne oboji modro (pri 110°C $CoCl_2 \times 6H_2O$ gubi svu vodu i prelazi u bezvodni kobaltov(II) klorid, ($CoCl_2$), koji je modre boje).
Pustiti da se bezvodna sol ohladi na temperaturu laboratorija. Zatim sol otopiti u što manjem volumenu etanola. Boja otopine je modra od nastalog kompleksa $/Co(C_2H_5OH)_6/^{2+}$.
Sada toj otopini dodavati, kap po kap, vode dok se otopina ne oboji ružičasto od nastalog kompleksa $/Co(H_2O)_6/^{2+}$.
Ružičastoj otopini ponovo dodati etanola do promjene boje u modru - nastaje opet kompleks $/Co(C_2H_5OH)_6/^{2+}$.
To mijenjanje boje može se dalje provoditi naizmjeničnim dodavanjem etanola i vode.
Očito je da u otopini postoji ravnoteža koja se pomiče na stranu $/Co(H_2O)_6/^{2+}$ ili $/Co(C_2H_5OH)_6/^{2+}$, u ovisnosti o tome da li se dodaje voda ili etanol.

EKSPERIMENT 43. Određivanje konstante disocijacije kiselina, K_a

U ovom eksperimentu će te steći iskustvo u pripremi otopina određene koncentracije, eksperimentalno odrediti konstantu disocijacije kiseline, K_a, te ispitati efekt početne koncentracije otopine na konstantu ravnoteže. Voditelj vježbi zadati će vam dvije koncentracije octene kiseline, a vi ćete odrediti volumen otopine octene kiseline koncentracije 2 mol dm^{-3} potreban za pripremu 100 ml svake od vaših otopina. (Proračun pokazati u tablicama pod točkom 4.)
Koristi se octena kiselina, CH_3COOH, a jednadžba disocijacije je :



$$\mathbf{CH_3COOH\ (aq) \leftrightarrows H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)}$$

PRIBOR: Logger pro uređaj
Vernier pH senzor (s originalnom otopinom za senzor)
Ispiralica s destiliranom vodom
Čaša, 100 ml
Odmjerna tikvica, 100 ml
Pipeta, 10 ml, Propipeta

KEMIKALIJE: otopina CH_3COOH koncentracije 2,00 mol dm^{-3}
Destilirana voda

POSTUPAK:

Osnovna otopina je koncentracije 2 moldm^{-3}. Iz nje priredite (po 100 cm^{3}) najmanje dvije otopine manje koncentracije (npr: 0,2 moldm^{-3}, 0,3 moldm^{-3}, 0,4 moldm^{-3} ili 0,5 moldm^{-3}.)

1. Pripremi i nosi naočale
2. U odmjernu tikvicu od 100 ml staviti otprilike 50 ml destilirane vode.
3. Pomoću pipete i propipete uzeti izračunatu količinu octene kiseline 2.00 mol dm^{-3} za pripremu svoje otopine i staviti u odmjernu tikvicu. ***OPREZ:*** *Pažljivo prilikom rukovanja s octenom kiselinom. Izaziva opekotine na koži i iritira oči.* Napuni odmjernu tikvicu do vrha (oznaka 100 ml) Kako biste spriječili mogućnost prelaska preko marke, destiliranu vodu na kraju dodajte kapaljkom.
4. Koristi hvataljke kako bi učvrstio senzor za stativ.
5. Pripremiti računalo za prikupljanje podataka pH otvaranjem *Eksperiment 27* dokumenta iz *Chemistry with Computers* dokumenta u *LoggerPro* programu. Zatim otvoriti eksperimentalni dokument koji odgovara vašem zadatku. Odgovarajući program će se pojaviti na ekranu (očitavanje pH).
6. Odrediti pH vaših otopina:

Staviti oko 40 cm^{3} destilirane vode u čašu od 100 ml i isprati pH senzor

Staviti oko 30 cm^{3} vaše otopine u čašu od 100 cm^{3} i koristiti dobro ispran senzor.
Ponovite postupak tako da još jednom isperete senzor s 30 cm^{3} vaše otopine.
Koristite preostalih 40 cm^{3} za odrediti pH.
Kada završite stavite senzor u otopinu destilirane vode.

11. Ponoviti postupak za drugi uzorak.

EKSPERIMENT 44. Određivanje pH

a) Približno određivanje vrijednosti pH pomoću indikatora

PRIBOR: Stalak s epruvetama
Stakleni štapić (ili kapaljka)
KEMIKALIJE: Otopine: CH_3COOH, NaOH, NH_3, KNO_3 K_2CO_3, $NaHCO_3$, $(NH_4)_2SO_4$, $ZnCl_2$, koncentracije c = 0,1 mol dm^{-3}
Univerzalni indikator papiri
POSTUPAK:

I Uporaba indikator papira određenog pH područja ovisi o otopini koja se ispituje.
Staviti, pomoću štapića ili kapaljke, kap otopine na komadić indikator papira. Usporedbom dobivene boje s etalonima odrediti približnu vrijednost pH za svaku od navedenih otopina. (Boju usporediti odmah nakon nastanka!)

II Odrediti približnu vrijednost pH nepoznatoj otopini (X). Prije određivanja pH, lakmus papirom ispitati je li nepoznata otopina kisela ili lužnata, te u ovisnosti o tome upotrijebiti univerzalni indikator papir određenog pH područja.

b) Određivanje vrijednosti pH pomoću Vernierovog pH senzora

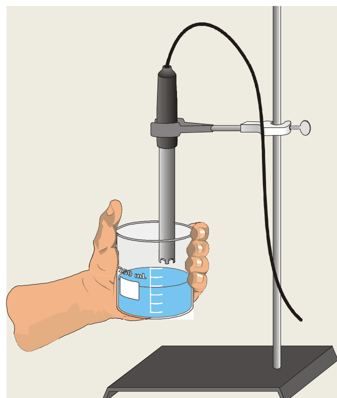
Mnoge jednostavne otopine pokazuju svojstva kiselina ili lužina. Kiselo-bazni indikatori, kao što je lakmus-papir ili sok crvenog kupusa, mijenjaju boju kiseloj ili lužnatoj otopini. Mogu se koristiti i za određivanje kiselosti ili lužnatosti neke otopine i bez reakcije.

Kiseline mijenjaju boju plavog lakmus-papira u crvenu, a lužine crveni lakmus-papir u plavi. Kiselost se izražava pomoću pH skale. Kiseline imaju vrijednosti pH manje od 7, a lužine pH više od 7. Neutralne otopine imaju vrijednost pH jednaku 7.

U ovom eksperimentu koristit ćete lakmus-papir i računalo s priključenim *Logger Pro* uređajem i pH senzorom za određivanje pH vrijednosti serije otopina. Poslije dodatka soka crvenog kupusa u otopinu, ustanovit ćete promjenu boje indikatora ovisno o kiselosti otopine za područja pH.

PRIBOR: Logger pro uređaj,
Vernier pH senzor
Originalna otopina za senzor
Ispiralica, Stativ, hvataljke
7 epruveta sa stalkom
Otopine iz eksperimenta pod a)
Crveni i plavi lakmus-papir
Papirnati ručnici
Stakleni štapić
Sok crvenog kupusa ili metil-oranž
Čaša 250 cm^3

POSTUPAK: Dat u dodatnom prilogu uz skriptu.





EKSPERIMENT 45. Elektroliza - Određivanje Faradayeve konstante

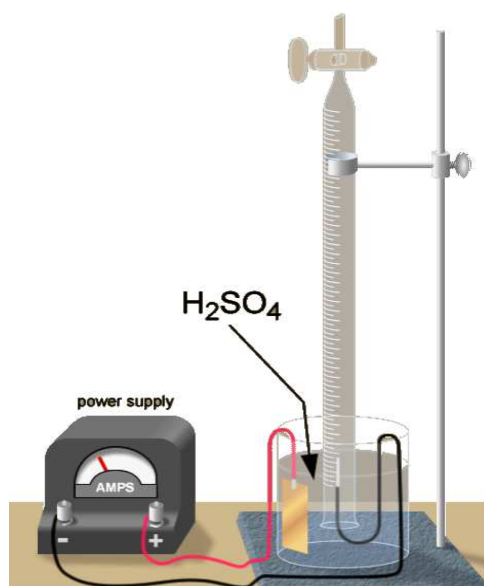
PRIBOR: Dvije bakrene elektrode
Izvor istosmjerne struje (ispravljač) s priključnim žicama i "krokodilkama"
Ampermetar
Čaša od 400 cm^3
Bireta Gumena cije,
Štipaljka i Štoperica

KEMIKALIJE: Otopina sumporne kiseline, $c(H_2SO_4) = 0.3$ mol dm^{-3}

POSTUPAK:

U čašu uliti 300 cm^3 otopine sumporne kiseline. Sumpornom kiselinom ispuniti biretu (u bireti ne smije biti zraka). Aparaturu sastaviti prema slici 57. Prije toga vaganjem na analitičkoj vagi odrediti masu anode. Anodu ne dirati prstima već pincetom!

Nakon sastavljanja aparature, uključiti izvor istosmjerne struje, uz istovremeno uključivanje štoperice. Počinje elektroliza. Anoda se otapa, a na katodi se razvija vodik - koji se sakuplja u bireti. Tijekom elektrolize potrebno je stalno kontrolirati vrijednost električne struje, a elektrolizu prekinuti prije pada nivoa kiseline u bireti ispod oznaka za očitavanje volumena. Zapisati vrijednost električne struje, vrijeme elektrolize i volumen razvijenog vodika. Anodu u momentu prekida elektrolize izvaditi pincetom i isprati je mlazom tekuće vode.



Slika 57. Aparatura za elektrolizu - određivanje Faradayeve konstante.

Držeći anodu i dalje pincetom, isprati je zatim destiliranom vodom i osušiti etanolom ili acetonom. Anodu ponovo izvagati na analitičkoj vagi. Treba zapisati i tlak i temperaturu u laboratoriju u vrijeme eksperimenta.

EKSPERIMENT 46. **Elektromotorna sila galvanskog članka - Daniellov članak**

PRIBOR: Elektroda od cinka i elektroda od bakra
Dvije čaše od 200 cm^3
Eektrolitski most (savinuta staklena cijev)
Ampermetar / Voltametar
Žica za spajanje s "krokodilima".

KEMIKALIJE: Otopina KCl, zasićena
Otopina $CuSO_4$, $c(CuSO_4) = 1$ mol dm^{-3}
Otopina $ZnSO_4$, $c(ZnSO_4) = 1$ mol dm^{-3}
Agar - agar.

POSTUPAK:

Jednu čašu napuniti do polovine otopinom $CuSO_4$. Drugu čašu napuniti do polovine otopinom $ZnSO_4$. Čaše postaviti jednu pokraj druge. Otopine u čašama povezati elektrolitskim mostom (savinuta staklena cijev ispunjena zasićenom otopinom KCl s agar - agarom i čepovima od filter papira na krajevima cijevi) - slika 58. Daniellov članak

U otopinu $CuSO_4$ uroniti elektrodu od bakra, a u otopinu $ZnSO_4$ uroniti elektrodu od cinka. Elektrode spojiti žicama preko ampermetra (ampermetar se u strujni krug uključuje serijski). Očitati vrijednost električne struje koja nastaje radi razlike potencijala elektroda. Zatim spojiti voltametar (paralelno) i izmjeriti napon nastalog članka (elektromotornu silu).

VJEŽBA BR: 5

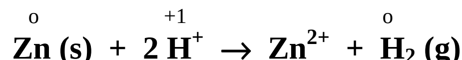
VODIK

Vodik je najlakši plin koji se slabo otapa u vodi i koji je u kemijskom pogledu na običnoj temperaturi relativno malo aktivan. Vodik ne podržava gorenje dok sam na zraku gori. U smjesi s kisikom (zrakom) vrlo je eksplozivan (praskavac) te je prilikom rada potreban izvanredan oprez. Vodik ima redukcijska i oksidacijska svojstva. Osobito jaka redukcijska svojstva ima u trenutku kad nastaje (*in statu nascendi*). To se objašnjava time da se vodik u momentu nastajanja nalazi u atomskom stanju. Vodik gradi spojeve s negativnim (−1) i pozitivnim stupnjem oksidacije (+1). Pozitivni stupanj ima u spojevima s elementima veće elektronegativnosti (kisik, fosfor, halogenidi itd.) od vodika. U spojevima s elementima koji imaju manju elektronegativnost od vodika (to su svi metali), vodiku pripisujemo negativan stupanj oksidacije. Ove spojeve vodika nazivamo hidridima.

Dobivanje vodika

Vodik možemo dobiti iz njegovih spojeva. U praksi su značajnije i brojnije one metode koje se zasnivaju na redukciji spojeva vodika s pozitivnim stupnjem oksidacije.

U laboratoriju vodik se dobiva najčešće u Kipp-ovom aparatu reakcijom između cinka i razrijeđene klorovodične ili sumporne kiseline.



$$\overset{o}{Zn}\,(s) + 2\,\overset{+1}{H}{}^{+} \rightarrow Zn^{2+} + \overset{o}{H_2}\,(g)$$

Ova reakcija zasniva se na oksidacijskom djelovanju vodika koji se od stupnja oksidacije +1 reducira na elementarno stanje, dok se cink oksidira do stupnja oksidacije +2.

Imamo redoks-sustav



$$2\,H^{+} + 2\,e^{-} \leftrightarrows H_2\,(g)$$

čiji je redoks potencijal 0.0 V, uz aktivitet H^{+} iona = 1, može oksidirati svaki drugi sustav kojemu je redoks-potencijal negativan. Kako redoks-potencijal sustava

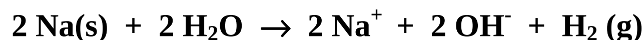


$$Zn^{2+} + 2\,e^{-} \leftrightarrows Zn\,(s)$$

iznosi −0,76 V, to se navedena reakcija odvija relativno lako. Ipak, kod nekih metala do te reakcije ne dolazi usprkos povoljnoj razlici redoks potencijala. Naime, na površini tih metala (Cr, Mo, W) stvara se tanka ali čvrsta zaštitna prevlaka (vjerojatno oksidnog karaktera) koja im redukcijski potencijal mijenja u pozitivnom smislu, kao da ti metali postaju plemenitiji i ne reagiraju s H^{+} ionom iz kiseline.

EKSPERIMENT 47. Dobivanje vodika

U porculansku zdjelicu do polovine volumena staviti destilirane vode. Ispitaj reakciju otopine na lakmus! Stavi na površinu vode komadić papira da pliva. Na papir stavi komadić natrija veličine zrna graška, stani po strani i promatraj. Kad voda i natrij dođu u kontakt odvija se reakcija (OPREZ):



$$2\,Na(s) + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Na^{+} + 2\,OH^{-} + H_2\,(g)$$

Uslijed oslobođene topline nastali vodik pali se uz pucketanje. Ispitaj reakciju otopine na lakmus! Natrij se čuva u boci s petrolejem da ne dođe u dodiru s vlagom. Hvata ga se pincetom i rukuje njime pomoću komada papira. Ne treba dozvoliti da dođe u dodir s kožom, osobito ako je koža vlažna.

I u vodi imamo ion vodika, pa bismo mogli očekivati da će i voda otapati metale s negativnim redukcijskim potencijalom. Ali, u vodi je koncentracija vodikovih iona neusporedivo manja nego kod jake kiseline i iznosi $1{,}0 \times 10^{-7}$ mol dm^{-3}.
Prema tome će potencijal sustava

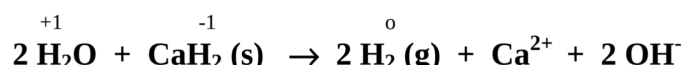


$$\mathbf{2\ H^+\ (1{,}0 \times 10^{-7}\ mol\ dm^{-3}) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g) \qquad (101{,}325\ kPa)}$$

biti snižen na vrijednost −0,41 V, što se može izračunati iz Nernstova izraza:

$$\boldsymbol{E = E^o + 0{,}059\ \mathrm{V}\ (\log\ [\mathrm{H^+}]\ /\mathrm{mol\ dm^{-3}}).}$$

Zbog toga vodikov ion iz vode može oksidirati samo one metale kojima je redoks-potencijal niži od te vrijednosti. U načelu i cink bi se mogao otapati u vodi (E^o = −0,76 V), ali je prenapon na cinku prevelik (veći od 0,4 V) pa ne dolazi do njegova oslobađanja. Međutim, metali s prilično negativnim redoks-potencijalom lako reduciraju vodik iz vode (odnosno vodikov ion iz vode lako oksidira dotične metale). Takvi su npr. metali 1. i 2. skupine osim, berilija i magnezija koji ne prave topljive hidrokside, pa se prikazana reakcija (kao kod otapanja natrija) brzo zaustavi, jer se metal zaštiti slojem netopljivog hidroksida na površini.
Za laboratorijsko dobivanje vodika može nam poslužiti i metoda kojom se dobiva vodik, djelovanjem vode na čvrste hidride, najčešće na kalcijev hidrid:



$$\mathbf{2\ \overset{+1}{H_2}O\ +\ Ca\overset{-1}{H_2}\ (s)\ \rightarrow\ 2\ \overset{o}{H_2}\ (g)\ +\ Ca^{2+}\ +\ 2\ OH^-}$$

I to je zapravo redoks proces, kod kojeg atom vodika iz molekule vode oksidira negativan hidrid ion iz kalcijeva hidrida:



$$\mathbf{H^+\ +\ H^-\ \rightarrow H_2\ (g)}$$

Kao treća metoda laboratorijskog dobivanja vodika može poslužiti i reakcija nekih metala (oni koji imaju negativan redoks-potencijal) s lužinama, ako takvi metali rade hidrokso komplekse. Takvi su metali npr. aluminij i cink:



$$\mathbf{2Al\ (s)\ +\ 6\ H_2O\ +\ 2\ OH^-\ \rightarrow\ 2\ Al(OH)_4^-\ +\ 3\ H_2\ (g)}$$



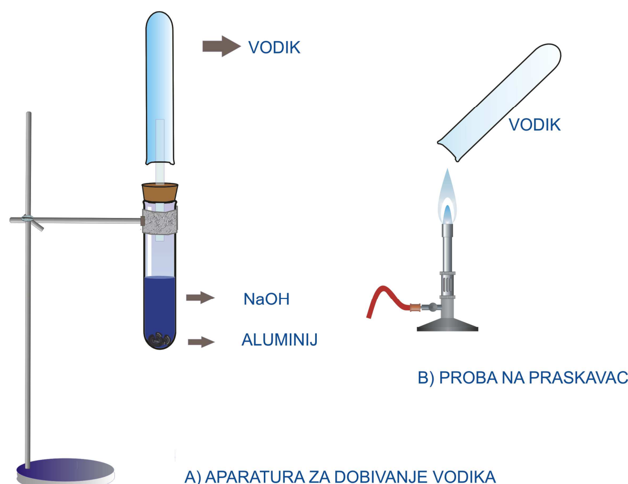
$$\mathbf{Zn\ (s)\ +\ 2H_2O\ +\ OH^-\ \rightarrow\ Zn(OH)_3^-\ +\ H_2\ (g)}$$

Mogu se upotrijebiti i drugi metali koji odgovaraju navedenim uvjetima.

EKSPERIMENT 48. Dobivanje vodika

Pripremi epruvetu koja mora biti dobro začepljena čepom kroz koji je uvedena staklena cijev, izvučena na kraju. U ovako pripremljenu epruvetu koju ste učvrstili za laboratorijski stalak, dodajte otopinu natrijeva hidroksida (cca 1/4 epruvete) i komadić Al. Počinje se izdvajati plin H_2(g).

Prije paljenja vodika potrebno je napraviti probu na praskavac. U tu svrhu se prevrnuta epruveta stavi na suženi dio cijevi i u tom se položaju drži oko pola minute, a zatim je prinesete upaljenom plameniku.



Slika 59.

Ako je prisutan kisik (zrak) doći će do lakše eksplozije. Ako je u epruveti samo čisti vodik onda se mirno upali i gori, blijedo-plavkastim plamenom. Probu na praskavac vršimo sve dotle dok ne utvrdimo da se u epruveti nalazi samo vodik. Tek onda zapalite vodik na suženom dijelu cijevi (Slika 59).

EKSPERIMENT 49. Dobivanje vodika

Pripremite epruvetu koja mora biti dobro začepljena gumenim čepom kroz koji prolazi koljenasto savijena staklena cijev s kapilarom na kraju. U ovako pripremljenu epruvetu koju ste učvrstili za željezni stativ, dodajte 5 % - tnu otopinu klorovodične kiseline (cca 1/4 epruvete), komadić cinka i kristalić bakrova(II) sulfata pentahidrata (katalizator). Vodik koji se počne razvijati uvodite u porculansku zdjelicu u kojoj se nalazi razrijeđena otopina detergenta. Kada se porculanska zdjelica ispuni mjehurićima razvijenog plina u nju ubacite upaljenu šibicu. Ubacivanjem upaljene šibice dolazi do praska koji prati spajanje vodika i kisika u vodu.



Slika 60.

17. SKUPINA (HALOGENI ELEMENTI)

U 17. skupinu spadaju elementi: fluor (F), klor (Cl), brom (Br), jod (I) i astat (At), koji imaju zajedničko ime halogeni elementi. U elementarnom stanju su halogeni elementi dvoatomne molekule, a veza između atoma je kovalentna. Na običnoj temperaturi su fluor i klor plinovi žućkaste odnosno klor žuto-zelene boje. Brom je tekućina tamno-smeđe boje. Jod je krutina sivo-crne boje metalnog sjaja, dok je astat također krutina, metalnih svojstava, radioaktivan. Halogeni su vrlo reaktivni elementi. Fluor je najelektronegativniji od svih elemenata, klor ide u red najreaktivnijih elemenata, brom i jod su po kemijskim svojstvima analogni kloru, samo što brom reagira manje energično od klora, jod ne tako snažno kao brom.

Oksidacijska svojstva halogenih elemenata opadaju redom: fluor, klor, brom, jod, te se klorom mogu izlučiti brom i jod iz otopina jodida i bromida.

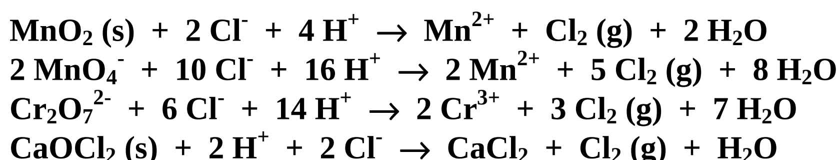
Na osnovu elektrokemijske konfiguracije, odnosno položaja u periodnom sustavu, halogeni elementi prave spojeve od minimalnog stupnja oksidacije −1 do maksimalnog stupnja oksidacije +7.

Zbog izvanredne kemijske aktivnosti halogeni elementi ne nalaze se u prirodi slobodni. Uglavnom se dobivaju oksidacijom halogenida, odnosno spojeva u kojima im je stupanj oksidacije −1.

KLOR

Klor možemo dobiti na različite načine. U laboratoriju klor dobivamo obično oksidacijom klorid iona nekim oksidacijskim sredstvom koje ima veći redoks-potencijal od klora. Takva su sredstva MnO_2, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $CaOCl_2$ ($CaCl(OCl)$). Prva od tih reakcija pomalo je iznenađujuća kao i treća.

Redoks-potencijal sustava MnO_2/Mn^{2+} (+1,28 V) kao i $Cr_2O_7^{2-}/2\ Cr^{3+}$ (+1,33 V) niži je od potencijala sustava $Cl_2/2\ Cl^-$ (+1,36 V). Ali ovdje vjerojatno dolazi u prvoj fazi do redukcije MnO_2 u Mn^{3+} ion, koji je jače oksidacijsko sredstvo od klora. Kao izvor klorid iona uzima se koncentrirana klorovodična kiselina.



$$MnO_2\ (s) + 2\ Cl^- + 4\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2\ (g) + 2\ H_2O$$
$$2\ MnO_4^- + 10\ Cl^- + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ Cl_2\ (g) + 8\ H_2O$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ Cl^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ Cl_2\ (g) + 7\ H_2O$$
$$CaOCl_2\ (s) + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \rightarrow CaCl_2 + Cl_2\ (g) + H_2O$$

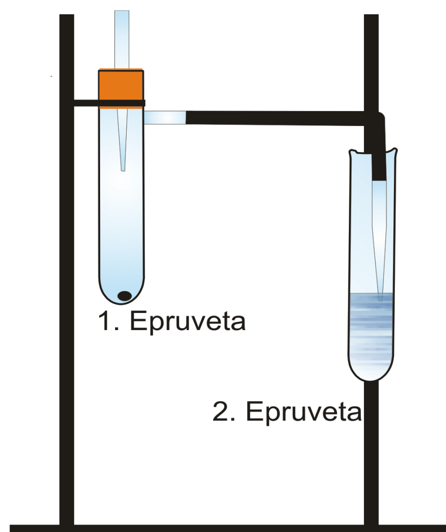
Kod dobivanja klora s manganovim(IV) oksidom i kalijevim dikromatom potrebno je oprezno zagrijavati, dok kod ostalih zagrijavanje nije potrebno.
Kao jaka kiselina HCl pravi soli - kloride koji u vodi ne hidroliziraju. Kloridi se dobivaju ili direktnom sintezom iz elemenata ili općenitim postupcima koji služe za dobivanje svih drugih soli: otapanje metala, metalnog oksida ili hidroksida u kiselini, neutralizacijom lužine ili djelovanjem kiseline na soli. Skoro svi metalni kloridi su topljivi u vodi. Slabo je topljiv olovni klorid i talijev(I) klorid a netopljivi su kloridi: AgCl, Hg_2Cl_2, CuCl.

EKSPERIMENT 50. Dobivanje klora

U epruvetu za odsisavanje (epruveta sa bočnom cijevi) stavite dvije žličice kalijeva permanganata i zatvorite gumenim čepom kroz koji prolazi kapaljka s klorovodičnom kiselinom. U jednu epruvetu stavite oko 5 cm^3 otopine kalijevog jodida. Odvodnu cijev epruvete za odsisavanje uronite u epruvetu s otopinom kalijeva jodida.

Počnite dokapavati klorovodičnu kiselinu na kalijev permanganat.

Razvija se klor. U epruvetu s otopinom kalijevog jodida dodajte par kapi otopine škoba. Obrazložite opažanja. Sada epruvetu s otopinom kalijevog jodida zamijenite epruvetom napunjenom destiliranom vodom u koju je dodana kap indikatora metiloranža i na kraju s epruvetom u kojoj se nalazi 10 % otopina natrijeve lužine.



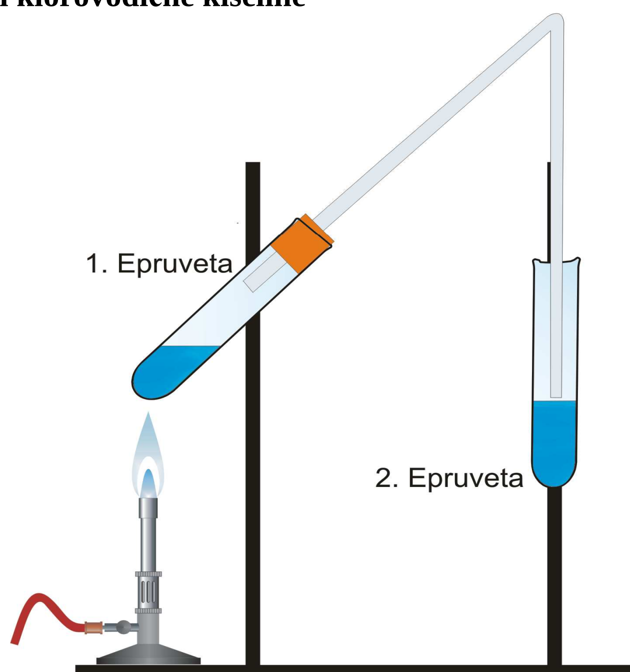
Slika 61.

Nakon pokusa u epruvetu za odsisavanje dodajte otopinu natrijeve lužine (w = 10 %), a dobivenu otopinu bacite u izljev uz obilno ispiranje vodom.

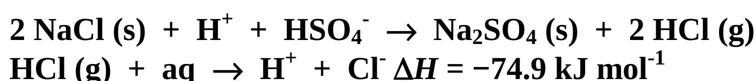
EKSPERIMENT 51. Dobivanje klorovodika i klorovodične kiseline

Sastavite aparaturu kako je to prikazano na slici 3. Morate obratiti pažnju da je kraj cijevi oko 5 mm iznad površine vode u epruveti II. U epruvetu I stavite oko 3 g natrijeva klorida i 5 cm^3 H_2SO_4 razrijeđenja 1:1.
Zagrijavajte sadržaj epruvete lagano 2 minute. Nastali klorovodik apsorbira se u vodi uz oslobađanje velike količine topline.

Vodena otopina klorovodika naziva se klorovodična kiselina.



Slika 62.

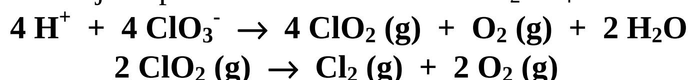


$$\mathbf{2\,NaCl\,(s) + H^+ + HSO_4^- \rightarrow Na_2SO_4\,(s) + 2\,HCl\,(g)}$$
$$\mathbf{HCl\,(g) + aq \rightarrow H^+ + Cl^- \quad \Delta \mathit{H} = -74.9\ kJ\ mol^{-1}}$$

a) Ispitajte otopinu lakmusom!
b) Dijelu otopine dodajte par kapi otopine $AgNO_3$. Nastaje bijeli talog AgCl.
c) Ako uklonimo epruvetu II i k otvoru cijevi gdje izlazi HCl (g) približimo stakleni štapić koji smo prije toga umočili u koncentrirani NH_3 (g), pojavi se gusti bijeli dim NH_4Cl.

EKSPERIMENT 52. Otapanje joda u različitim otapalima
Promatrajte otapanje joda u različitim otapalima i napišite karakterističnu boju za pojedino otapalo. Kao otapalo uzmite: vodu H_2O, etanol C_2H_5OH, ugljikov(IV) sulfid CS_2, kloroform $CHCl_3$ i ugljikov(IV) klorid CCl_4.

EKSPERIMENT 53. Spojevi klora
U porculanskoj zdjelici oprezno promiješajte $KClO_3$ i škrob (1:1). Smjesu stavite na željeznu pločicu i na jednom kraju kapnite nekoliko cm^3 konc. H_2SO_4. Promatrajte kako se smjesa pali.



$$\mathbf{4\,H^+ + 4\,ClO_3^- \rightarrow 4\,ClO_2\,(g) + O_2\,(g) + 2\,H_2O}$$
$$\mathbf{2\,ClO_2\,(g) \rightarrow Cl_2\,(g) + 2\,O_2\,(g)}$$

EKSPERIMENT 54. Oksidacija jodidnog iona dušičnom kiselinom
U dvije epruvete ulijte po 5 cm^3 svježe pripremljene otopine kalijevog jodida, KI. U prvu epruvetu dodajte malo razrijeđene dušične kiseline (1 - 2 kapi). Nastaje žućkasto (svjetlo žuto) obojenje. Zatim dodajte malo kloroforma i sadržaj epruvete dobro promiješajte.
Kloroform služi za ekstrakciju nastalog joda.



$$\mathbf{6\,I^- + 8\,H^+ + 2\,NO_3^- \rightarrow 3\,I_2\,(s) + 2\,NO\,(g) + 4\,H_2O}$$

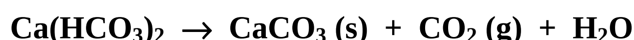
16. SKUPINA (HALKOGENI ELEMENTI)

U 16. skupinu periodnog sustava spadaju elementi: kisik (O), plin bez boje, sumpor (S), krutina žute boje, pojavljuje se u više alotropskih modifikacija, selen (Se), krutina, pojavljuje se u stabilnoj metalnoj-sivoj modifikaciji i dvije nestabilne nemetalne-crvene modifikacije, telur (Te), krutina, sivo-bijeli metal, polonij (Po), krutina, radioaktivan metal. Ovi elementi nazivaju se i halkogeni elementi (oni koji tvore rude), jer su najviše zastupljeni u rudama. Međusobno pokazuju manju sličnost u kemijskom ponašanju nego halkogeni elementi.
Ionizacijski potencijal i energija ionizacije opadaju u grupi prema dolje. Zbog velike vrijednosti ionizacijskog potencijala kod kisika ne možemo očekivati pozitivno nabijene ione. Kod sumpora i telura ova vrijednost nije tako visoka, pa bi kod njih mogli očekivati i pozitivno nabijene ione, pogotovo kod telura gdje u izvjesnom smislu postoje tragovi iona Te^{4+} u ravnoteži s kovalentnim spojevima odgovarajućeg stupnja oksidacije. Dok je kod polonija utvrđeno postojanje Po^{4+}, kao samostalnog kationa.
Također i elektronegativnost opada u skupini prema dolje. Interesantno je obratiti pažnju na nagli skok u opadanju elektronegativnosti između kisika i sumpora (kisik je odmah iza fluora najelektronegativniji element). Ova činjenica nam daje pravo očekivati razlike u kemijskom ponašanju između kisika i ostalih halkogenih elemenata kod kojih se elektronegativnost smanjuje postepeno.
Na osnovu elektronske konfiguracije sa šest elektrona u zadnjem energetskom nivou halkogeni elementi, osim kisika prave spojeve s maksimalnim stupnjem oksidacije +6. Minimalni stupanj oksidacije halkogenih elemenata je prema tome −2. Stabilni spojevi halkogenih elemenata imat će stupnjeve oksidacije −2, +2, +4, +6.

KISIK

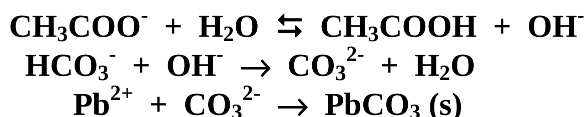
Voda

U vodovodnoj vodi nalaze topljivi hidrogensulfati i hidrogenkarbonati, koji kod kuhanja vode prelaze u netopljive karbonate:



$$\mathbf{Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O}$$

Reakcije koje se zbivaju dodatkom olovljevog(II) acetata vodovodnoj vodi su slijedeće:



$$\mathbf{CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-}$$
$$\mathbf{HCO_3^- + OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + H_2O}$$
$$\mathbf{Pb^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow PbCO_3\,(s)}$$

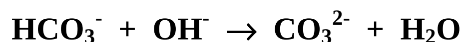
Pošto voda ima veliku moć otapanja, prirodna voda nikada nije potpuno čista. Obično sadrži nešto otopljenih soli raznih minerala kroz čije slojeve je prošla. Naročito je značajno onečišćenje vode Ca^{2+}, Mg^{2+} i Fe^{2+} ionima jer se prilikom vrenja takve vode stvaraju netopljivi produkti i takvu vodu nazivamo "tvrdom vodom". Tvrdoću vode mjerimo tzv. stupnjevima tvrdoće. Njemački stupanj tvrdoće odgovara količini gornjih iona ekvivalentnoj masenoj koncentraciji CaO od 10 mg/dm^3, a jedan francuski stupanj tvrdoće vode odgovara količini gornjih iona ekvivalentnoj masenoj koncentraciji $CaCO_3$ 10 mg/dm^3.
Razlikujemo prolaznu i stalnu tvrdoću vode:
a) Prolazna ili karbonatna tvrdoća vode je ona kod koje je u vodi pored spomenutih metalnih prisutan i ion HCO_3^-. Ovu tvrdoću možemo ukloniti kuhanjem.
b) Stalna ili nekarbonatna tvrdoća je ona kod koje u vodi pored odgovarajućih metalnih iona može biti prisutan neki drugi anion a ne HCO_3^-.

Kod uklanjanja prolazne tvrdoće vode kuhanjem se odvija slijedeća reakcija. Naime, hidrogen karbonat nastaje kada voda koja djeluje na $CaCO_3$ sadrži CO_2:



$$\mathbf{CaCO_3\,(s) + H_2O + CO_2\,(g) \leftrightarrows Ca^{2+} + 2\,HCO_3^-}$$

Reakcija je povratna i kuhanjem se iz otopine uklanja CO_2. Ravnoteža se pomiče nalijevo, tj. dolazi do taloženja kalcijeva karbonata. To je ujedno i najjednostavniji način da se smanji tvrdoća vode, odnosno da se voda omekša. Općenito se prirodna voda za tehničke potrebe mora prethodno omekšati. Osobito je to važno kod vode koja se upotrebljava za parne kotlove. Ako parne kotlove napajamo vodom koja sadrži Ca^{2+} i $HCO_3^{\sim}$ ione kuhanjem se istaloži $CaCO_3$.
Kako je $CaCO_3$ vrlo slab vodič topline, to je ekonomičnost zagrijavanja takvih kotlova u mnogome smanjena, a zbog lokalnog zagrijavanja može se kotao i potpuno onesposobiti.
Voda se može omekšati i uklanjanjem Ca^{2+} iona iz otopine. To se postiže dodatkom sode, Na_2CO_3. Dodatni karbonat ion taloži netopljivi karbonat:
Ako je u vodi osim kalcijeva iona prisutan i hidrogenkarbonat ion, voda se može omekšati dodatkom lužine. Lužina neutralizira HCO_3^- ion dajući CO_3^{2-} ion koji onda taloži Ca^{2+}:



$$\mathbf{HCO_3^- + OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + H_2O}$$

Za uklanjanje prolazne tvrdoće najčešće se vodi dodaje kalcijev hidroksid



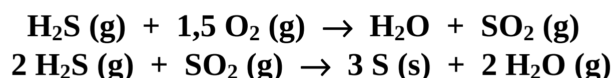
$$\mathbf{Ca^{2+} + 2\,HCO_3^- + Ca^{2+} + 2\,OH^- \rightarrow 2\,CaCO_3\,(s) + 2\,H_2O}$$

Za mekšanje manjih količina vode upotrebljavaju se razni metafosfati, koji s Ca^{2+} ionima daju topljive kompleksne spojeve. Tako Ca^{2+} ion postaje neškodljiv.
Danas u tehnici dominantan položaj mekšanja vode zauzimaju postupci s tzv. ionskim i smolnim izmjenjivačima.

EKSPERIMENT 55. Voda
Uzmite dvije epruvete i stavite u jednu destiliranu, a u drugu vodovodnu vodu. U obje epruvete dodajte olovljev(II) acetat. Promatrajte nastajanje taloga, uzimajući u obzir da se u vodovodnoj vodi nalaze topljivi hidrogensulfati i hidrogenkarbonati, koji kod kuhanja vode prelaze u netopljive karbonate.

SUMPOR

Sumpor se može dobiti oksidacijom H_2S:



$$\mathbf{H_2S\,(g) + 1{,}5\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O + SO_2\,(g)}$$
$$\mathbf{2\,H_2S\,(g) + SO_2\,(g) \rightarrow 3\,S\,(s) + 2\,H_2O\,(g)}$$

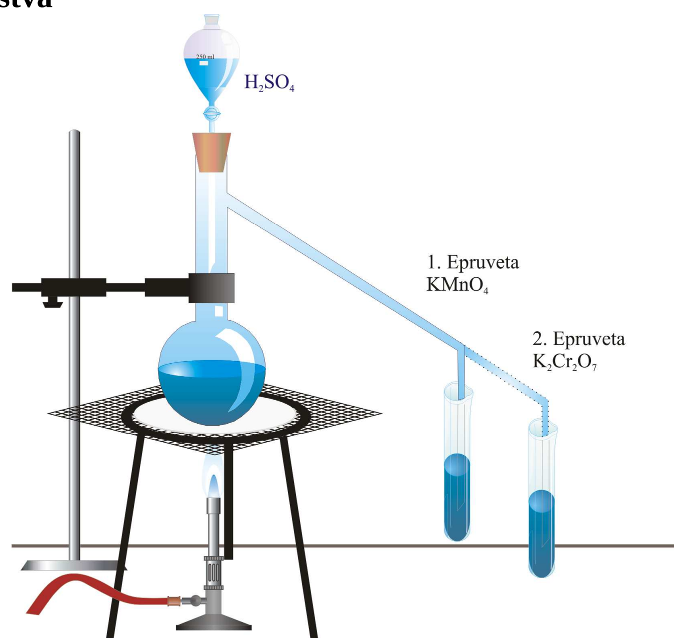
EKSPERIMENT 56. Redukcijsko djelovanje sumpora
Stavite u epruvetu mali komadić sumpora, dodajte par kapi konc. HNO_3 i lagano zagrijavajte. Okrenite otvor epruvete od lica i ne prema susjedu. OPREZ! Nakon par sekundi ohladite otopinu i razrijedite jednakim volumenom destilirane vode, profiltrirajte i filtratu dodajte par kapi otopine $BaCl_2$. Nastaje talog barijeva sulfata:



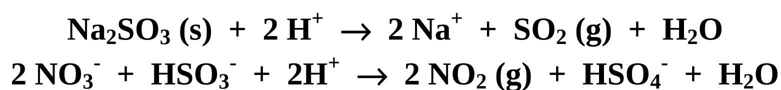
$$\mathbf{\overset{o}{S}\,(s) + 6\,\overset{+5}{N}O_3^- + 5\,H^+ \rightarrow H\overset{+6}{S}O_4^- + 6\,\overset{+4}{N}O_2\,(g) + 2\,H_2O}$$

EKSPERIMENT 57. Redukcijska svojstva

U bocu od 250 cm^3 stavite 2-3 žlice Na_2SO_3 ili $Na_2S_2O_5$ i iz lijevka za odjeljivanje polako dokapavajte konc. H_2SO_4. Izdvaja se SO_2 koji uvodite u prvu epruvetu s otopinom HNO_3, te u drugu otopinu kalijeva permanganata, a zatim u treću epruvetu s otopinom kalijeva dikromata.



Slika 63.



$$Na_2SO_3\,(s) + 2\,H^+ \rightarrow 2\,Na^+ + SO_2\,(g) + H_2O$$

$$2\,NO_3^- + HSO_3^- + 2H^+ \rightarrow 2\,NO_2\,(g) + HSO_4^- + H_2O$$

15. SKUPINA

U 15. Skupinu periodnog sustava spadaju slijedeći elementi: dušik (N), plin bez boje; fosfor (P), krutina dolazi u tri alotropske modifikacije (crni, bijeli i stabilna modifikacija crvenog fosfora); arsen (As), krutina dolazi u dvije alotropske modifikacije (sivi-metalni i žuti-nemetalni); antimon ili stibij (Sb), krutina dolazi u dvije alotropske modifikacije (sivi-metalni i žuti-nemetalni antimon); bizmut (Bi), krutina crveno-sivo-bijeli krti metal.
U ovoj skupini imamo potpunu promjenu osobina od izrazito nemetalnih do metalnih, kako idemo u skupinu prema dolje. Lakši članovi skupine, dušik i fosfor, tipični su nemetali i grade samo kisele okside. Srednji članovi skupine, arsen i antimon su nemetali i grade amfoterne okside. Najteži element skupine bizmut, je metal i gradi samo bazične okside.
Elektronegativnost opada od dušika prema bizmutu, što znači da raste metalni, a opada nemetalni karakter ovih elemenata. Također u ovoj skupini postoji nagli skok u vrijednosti koeficijenta elektronegativnosti između dušika i ostalih elemenata ove skupine. Iz ovih razloga možemo očekivati i različito kemijsko ponašanje dušika u odnosu na ostale elemente ove skupine. Dušik i pored velike elektronegativnosti, s kisikom pravi spojeve u kojima ima pozitivan stupanj oksidacije. Maksimalan stupanj oksidacije ovih elemenata je +5 do −3, a najstabilniji su spojevi s neparnim stupnjem oksidacije.
Vrijednosti redoks-potencijala ukazuju da ni jedan od elemenata 15. Skupine nije naročito reaktivan.
DUŠIK

Amonijak – NH_3

Amonijak je kod sobne temperature bezbojan plin, bockava i neugodna mirisa. Zbog velike razlike u elektronegativnosti između dušika i vodika, molekula amonijaka je vrlo stabilna. Veza N-H je kovalentna s jako izraženim ionskim karakterom. Otuda polarnost molekule NH_3. Lako se otapa u vodi:



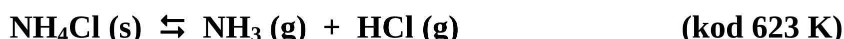
$$NH_3\,(g) + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

Amonijak možemo dobiti iz njegovih soli.

Raspad amonijevih soli zagrijavanjem, može ići na dva načina:
1. Amonijeve soli kiselina koje ne djeluju oksidacijski, raspadaju se na amonijak i odgovarajuću kiselinu. Što je kiselina slabija to je temperatura odgovarajuće amonijeve soli niža:

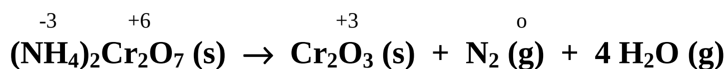


$$(NH_4)_2CO_3\,(s) \leftrightarrows 2\,NH_3\,(g) + CO_2\,(g) + H_2O \quad (\text{kod } 333\ K)$$

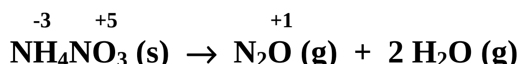


$$NH_4Cl\,(s) \leftrightarrows NH_3\,(g) + HCl\,(g) \quad (\text{kod } 623\ K)$$

2. Amonijeve soli kiselina koje djeluju oksidacijski, raspadaju se tako da anion oksidira dušik iz stupnja oksidacije −3 na elementarno stanje ili neki drugi viši stupanj oksidacije:

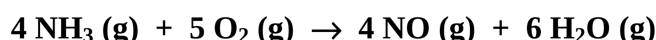


$$(\overset{-3}{N}H_4)_2\overset{+6}{Cr_2}O_7\,(s) \rightarrow \overset{+3}{Cr_2}O_3\,(s) + \overset{o}{N_2}\,(g) + 4\,H_2O\,(g)$$



$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3\,(s) \rightarrow \overset{+1}{N_2}O\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

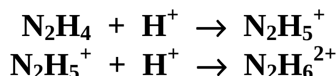
Amonijak djeluje kao redukcijsko sredstvo:



$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

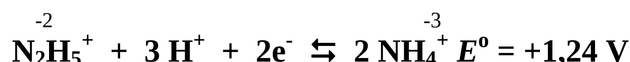
Hidrazin N_2H_4

Čisti hidrazin je kod sobne temperature bezbojna tekućina. U vodenim otopinama djeluje kao baza, ali slabije od amonijaka. Pravi dva niza soli:



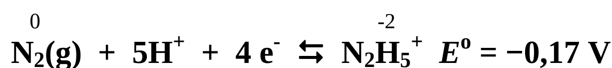
$$N_2H_4 + H^+ \rightarrow N_2H_5^+$$
$$N_2H_5^+ + H^+ \rightarrow N_2H_6^{2+}$$

Hidrazin može djelovati i kao oksidacijsko i kao redukcijsko sredstvo:



$$\overset{-2}{N_2}H_5^+ + 3\ H^+ + 2e^- \leftrightarrows 2\ \overset{-3}{N}H_4^+ \quad E^o = +1{,}24\ V$$

Iz ove parcijalne jednadžbe vidimo da je hidrazin u kiselom mediju jako oksidacijsko sredstvo. Međutim, ove reakcije su dosta spore i zato je potrebno u tu svrhu upotrijebiti jaka redukcijska sredstva. Obrnuto, zbog velikog redukcijskog potencijala gornje parcijalne redoks-jednadžbe, amonijak se može oksidirati na hidrazin tek upotrebom jakih oksidacijskih sredstava (klor, hipoklorit).
Reakcije u kojima dolazi do izražaja redukcijsko djelovanje hidrazina vrlo su brze, pa se zato ovaj spoj češće spominje kao redukcijsko sredstvo. Odgovarajući potencijali parcijalnih redoks jednadžbi u kiselom i alkalnom mediju jesu ovi:



$$\overset{0}{N_2}(g) + 5H^+ + 4\ e^- \leftrightarrows \overset{-2}{N_2}H_5^+ \quad E^o = -0{,}17\ V$$



$$N_2\ (g) + 4H_2O + 4\ e^- \leftrightarrows \overset{-2}{N_2}H_4 + 4\ OH^- \quad E^o = -1{,}15\ V$$

Iz tih se potencijala vidi da je hidrazin znatno jače redukcijsko sredstvo u alkalnom nego u kiselom mediju. Tako hidrazin lako reducira amonijačnu otopinu Ag^+ iona uz izlučivanje srebrnog ogledala:



$$4\ Ag(NH_3)_2^+ + 4\ OH^- + N_2H_4 \rightarrow 4\ Ag\ (s) + 8\ NH_3\ (g) + N_2\ (g) + 4\ H_2O$$

Dušikov(I), dušikov(II) i dušikov(IV) oksid

Dušikov(I) oksid, N_2O, je kod sobne temperature vrlo stabilan i nereaktivan plin. N_2O zagrijavanjem se razlaže na dušik i kisik:



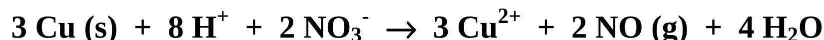
$$N_2O\ (g) \rightarrow 2\ N_2\ (g) + O_2\ (g)$$

Dobiva se blagim zagrijavanjem NH_4NO_3:



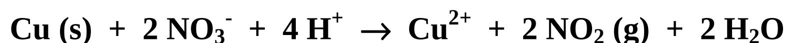
$$NH_4NO_3\ (s) \rightarrow N_2O\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Laboratorijski način dobivanja NO, zasniva se na redukciji razrijeđene dušične kiseline bakrom ili živom, tj. s metalima koji imaju pozitivniji redukcijski potencijal od vodika:



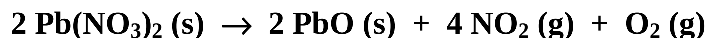
$$3\ Cu\ (s) + 8\ H^+ + 2\ NO_3^- \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO\ (g) + 4\ H_2O$$

Dušikov(IV) oksid, NO_2, laboratorijski se može dobiti redukcijom konc. HNO_3 bakrom ili nekim drugim metalom koji ima pozitivniji redukcijski potencijal od vodika:



$$\mathbf{Cu\ (s) + 2\ NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ NO_2\ (g) + 2\ H_2O}$$

ili zagrijavanjem olovljevog(II) nitrata, $Pb(NO_3)_2$:



$$\mathbf{2\ Pb(NO_3)_2\ (s) \rightarrow 2\ PbO\ (s) + 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)}$$

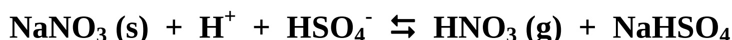
Dušična kiselina HNO_3

Čista dušična kiselina je bezbojna tekućina ali izložena svjetlosti postaje smeđa, zbog otpuštanja NO_2:



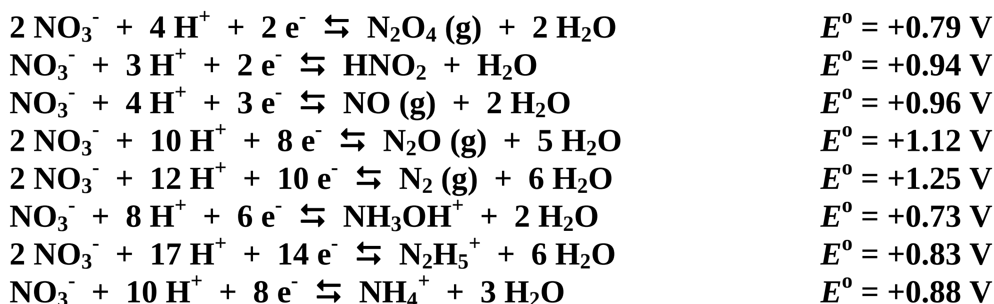
$$\mathbf{4\ HNO_3 \rightarrow 2\ H_2O + 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)}$$

Dobiva se kako smo vidjeli iz NO_2, a može se dobiti ako na kruti natrijev nitrat djelujemo s umjereno koncentriranom sumpornom kiselinom:



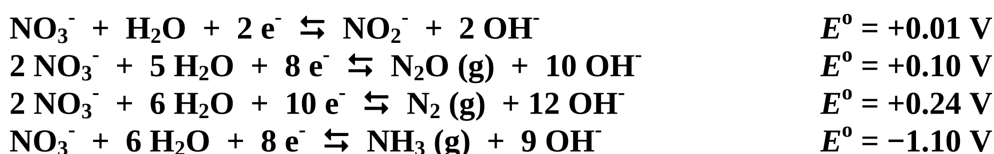
$$\mathbf{NaNO_3\ (s) + H^+ + HSO_4^- \leftrightarrows HNO_3\ (g) + NaHSO_4}$$

Ova reakcija je kod obične temperature reverzibilna, ali ako se grijanjem uklanja HNO_3 ravnoteža se pomiče nadesno.
Nitrat ion se može reducirati na bilo koji stupanj oksidacije dušika. Moguće parcijalne redoks-jednadžbe nitrat iona u kiselom mediju su slijedeće:



$$\mathbf{2\ NO_3^- + 4\ H^+ + 2\ e^- \leftrightarrows N_2O_4\ (g) + 2\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.79\ V}$$
$$\mathbf{NO_3^- + 3\ H^+ + 2\ e^- \leftrightarrows HNO_2 + H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.94\ V}$$
$$\mathbf{NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \leftrightarrows NO\ (g) + 2\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.96\ V}$$
$$\mathbf{2\ NO_3^- + 10\ H^+ + 8\ e^- \leftrightarrows N_2O\ (g) + 5\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +1.12\ V}$$
$$\mathbf{2\ NO_3^- + 12\ H^+ + 10\ e^- \leftrightarrows N_2\ (g) + 6\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +1.25\ V}$$
$$\mathbf{NO_3^- + 8\ H^+ + 6\ e^- \leftrightarrows NH_3OH^+ + 2\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.73\ V}$$
$$\mathbf{2\ NO_3^- + 17\ H^+ + 14\ e^- \leftrightarrows N_2H_5^+ + 6\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.83\ V}$$
$$\mathbf{NO_3^- + 10\ H^+ + 8\ e^- \leftrightarrows NH_4^+ + 3\ H_2O \qquad \mathit{E}^o = +0.88\ V}$$

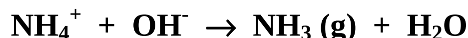
I u lužnatom mediju nitrat ion je oksidacijsko sredstvo samo znatno slabije nego u kiselom mediju:



$$\mathbf{NO_3^- + H_2O + 2\ e^- \leftrightarrows NO_2^- + 2\ OH^- \qquad \mathit{E}^o = +0.01\ V}$$
$$\mathbf{2\ NO_3^- + 5\ H_2O + 8\ e^- \leftrightarrows N_2O\ (g) + 10\ OH^- \qquad \mathit{E}^o = +0.10\ V}$$
$$\mathbf{2\ NO_3^- + 6\ H_2O + 10\ e^- \leftrightarrows N_2\ (g) + 12\ OH^- \qquad \mathit{E}^o = +0.24\ V}$$
$$\mathbf{NO_3^- + 6\ H_2O + 8\ e^- \leftrightarrows NH_3\ (g) + 9\ OH^- \qquad \mathit{E}^o = -1.10\ V}$$

EKSPERIMENT 58. Dobivanje amonijaka

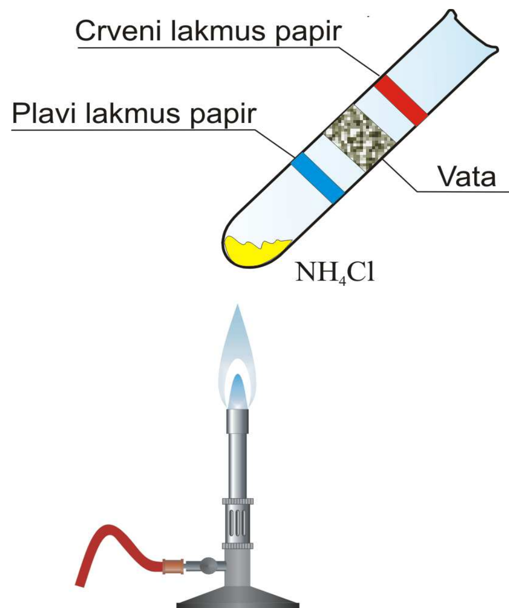
A - Stavite u epruvetu par kristala NH_4Cl i dodajte par kapi konc. otopine NaOH (može se u epruvetu dodati granula krutog NaOH i malo vode). Pojavi se miris na amonijak, kojeg možete dokazati navlaženim crvenim lakmus papirom:



$$\mathbf{NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3\,(g) + H_2O}$$

B - Kod zagrijavanja krutog amonijeva klorida, on se raspada na plin HCl i NH_3. Stavite u epruvetu 2 žlice krutog NH_4Cl, te plavi i crveni lakmus papir (navlažen) i vatu prema slici.

Amonijak i klorovodik imaju različite molarne mase pa prema tome i različite brzine difuzije. Pošto je brzina difuzije obrnuto proporcionalna kvadratnom korijenu molarne mase plina, to će amonijak brže difundirati. (Molarna masa $M(NH_3)$ = 17 g mol^{-1}, a molarna masa $M(HCl)$ = 36,5 g mol^{-1}).



Slika 64.

EKSPERIMENT 59. Srebreno ogledalo.

Stavite u epruvetu otopinu $AgNO_3$ i dodajte toliko amonijaka da se nastali talog otopi. Kada se sve otopilo dodajte otopinu hidrazin sulfata. Izlučit će se srebreno ogledalo. Da bi se srebreno ogledalo ljepše izlučilo epruveta mora biti potpuno čista (ne masna). Ako izlučivanje ide sporo, malo zagrijte na vodenoj kupelji.

EKSPERIMENT 60. Otapanje bakra u razrijeđenoj dušičnoj kiselini.

Stavite u dvije epruvete nekoliko komadića bakra, u jednu dodajte oko 5 mL razrijeđene, a u drugu oko 2 mL koncentrirane HNO_3.

Epruvetu s razrijeđenom dušičnom kiselinom lagano zagrijte.

Usporedite boje otopina nakon otapanja bakra, što mislite zašto su takve? Koji plinovi se razvijaju u epruvetama i koje su boje?

VJEŽBA BR: 6

14. SKUPINA

Ovoj skupini pripadaju slijedeći elementi: ugljik (C), krutina, pojavljuje se u dvije alotropske modifikacije (dijamant-metastabilan i grafit-stabilan); silicij (Si), krutina tamno sive boje, kristalizira u oktaedrima; germanij (Ge), sivo-bijeli jako krti metal; kositar (Sn), sivo-bijeli sjajni metal; olovo (Pb), modrikasto-sivi meki metal.
Elektronegativnost ovih elemenata opada od C prema Pb, metalni karakter raste a stabilnost hidrida opada. Kiseli (odnosno bazni) karakter oksida i hidroksida opada (odnosno raste) od C prema Pb.
Niske vrijednosti koeficijenta elektronegativnosti ukazuju da primanje elektrona neće biti karakteristika ovih elemenata i da neće lako praviti ione s negativnim stupnjem oksidacije i da njih možemo očekivati samo kod ugljika i silicija.
Ionizacijski potencijal opada u skupini prema dolje osim kod olova (uslijed kontrakcije lantanida).
Na osnovu elektronske konfiguracije ovih elemenata ns^2np^2, mogli bi očekivati pojavu stabilnih kationa s dva naboja. Međutim, ove monoatomske katione rade samo Sn^{2+} i Pb^{2+}.
Niske vrijednosti redoks-potencijala ukazuju na slabu kemijsku aktivnost elemenata 14. skupine.
Maksimalan stupanj oksidacije ovih elemenata u njihovim spojevima je +4, a minimalan −4. Stabilne spojeve možemo očekivati kod stupnja oksidacije −2, −4, +2, +4.

UGLJIK

Dvije modifikacije ugljika, dijamant i grafit razlikuju se u strukturi. Grafit je stabilniji i u odnosu na njega dijamant predstavlja metastabilnu alotropsku modifikaciju ugljika.

Ugljikov(II) oksid, CO, laboratorijski se dobiva oduzimanjem vode mravljoj kiselini, odnosno formijatima uz zagrijavanje:



$$\mathbf{HCOOH + H_2SO_4 \rightarrow CO\,(g) + H_3O^+ + HSO_4^-}$$

Velike količine CO imamo kod proizvodnje generatorskog plina (smjesa CO i N_2 iz zraka) i vodenog plina (smjesa CO i H_2). CO je izrazito redukcijsko sredstvo.

Ugljik(IV) oksid, CO_2, je plin bez boje i mirisa i za razliku od CO nije otrovan. Za laboratorijsko dobivanje CO_2 najpogodniji način predstavlja djelovanje klorovodične kiseline na kalcijev karbonat:



$$\mathbf{CaCO_3\,(s) + 2\,H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2\,(g)}$$

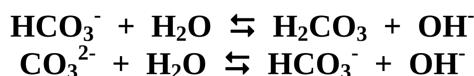
Industrijski se dobiva u velikim količinama prilikom vrenja šećera i termičkim razlaganjem $CaCO_3$. Vodena otopina CO_2 reagira kiselo zbog stvaranja diprotonske kiseline H_2CO_3:



$$\mathbf{CO_2\,(g) + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-}$$

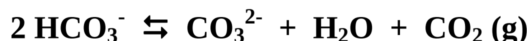
ali su ove ravnoteže jako pomaknute ulijevo.

Ugljična kiselina daje dva niza soli: hidrogenkarbonate i karbonate. Kako je H_2CO_3 slaba kiselina, hidrogenkarbonati imaju bazna svojstva:



$$HCO_3^- + H_2O \leftrightharpoons H_2CO_3 + OH^-$$
$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightharpoons HCO_3^- + OH^-$$

a vodena otopina korbonata reagira izrazito lužnato. Dodavanjem kiseline otopinama karbonata, neutraliziraju se OH^- ioni, čime se obje navedene ravnoteže pomiču na desno. Zagrijavanjem, hidrogenkarbonati uz razvijanje CO_2 prelaze u karbonate:



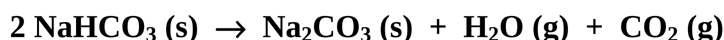
$$2\,HCO_3^- \leftrightharpoons CO_3^{2-} + H_2O + CO_2\,(g)$$

Obrnuto, uvođenjem CO_2 u otopinu karbonata dobivamo hidrogenkarbonate:



$$CaCO_3\,(s) + H_2O + CO_2\,(g) \leftrightharpoons Ca^{2+} + 2\,HCO_3^-$$

Svi hidrogenkarbonati topljivi su u vodi, osim $NaHCO_3$ koji ima ograničenu topljivost. Svi karbonati teško su topljivi osim karbonata alkalijskih metala i NH_4^+.
Kruti hidrogenkarbonati zagrijavanjem prelaze u odgovarajuće karbonate:



$$2\,NaHCO_3\,(s) \rightarrow Na_2CO_3\,(s) + H_2O\,(g) + CO_2\,(g)$$

EKSPERIMENT 61. Adsorpcijska svojstva aktivnog ugljena.

Stavite u epruvetu oko 10 cm^3 destilirane vode i dodajte par kapi tinte. Dodajte u epruvetu na vrhu žlice aktivnog ugljena i snažno izmućkajte. Ako nemate na raspolaganju aktivnog ugljena, zagrijte dva grama smrvljenog ugljena u pokrivenom porculanskom lončiću dok lončić ne postane crven od usijanja. Na taj način odstrane se adsorbirani plinovi s ugljena i ugljen aktivira. Profiltrirajte smjesu kroz fini filtar-papir, po potrebi nekoliko puta. Boja se adsorbira na aktivnom ugljenu i otopina postaje bezbojna.

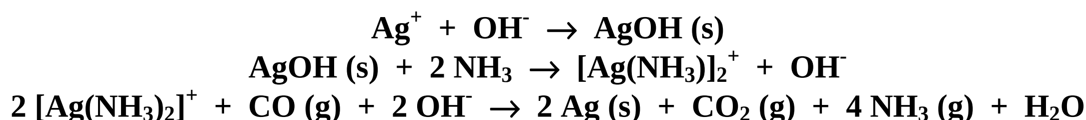
EKSPERIMENT 62. Dobivanje ugljikova(II) oksida, CO (OPREZ!)



U erlermayericu stavite koncentriranu H_2SO_4 a iz lijevka dokapajte mravlju kiselinu. Zbog dehidracije mravlje kiseline stvara se CO, kojega hvatajte u epruvetu pod vodom. CO u epruveti zapalite! (CO se veže na hemoglobin u krvi - **OPREZ!**)

Slika 65.

a) Redukcijsko djelovanje CO: U epruvetu stavite par cm^3 otopine $AgNO_3$ i dodajte kap po kap NH_3 dok se ne otopi nastali talog. Otopinu zagrijte i kroz nju uvodite struju CO. Promatrajte stvaranje metalnog srebra u obliku crnog praha:



$$Ag^{+} + OH^{-} \rightarrow AgOH\ (s)$$
$$AgOH\ (s) + 2\ NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)]_2^{+} + OH^{-}$$
$$2\ [Ag(NH_3)_2]^{+} + CO\ (g) + 2\ OH^{-} \rightarrow 2\ Ag\ (s) + CO_2\ (g) + 4\ NH_3\ (g) + H_2O$$

EKSPERIMENT 63. Ugljikov(IV) oksid, CO_2.

U srednji dio Kipp-ovog aparata stavite komadić mramora ($CaCO_3$), a kroz gornji dio ulijte razrijeđenu klorovodičnu kiselinu HCl.

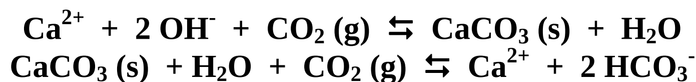
a) Čašu napunite s CO_2 i unesite u nju traku Mg zapaljenu na zraku. Mg gori u prisutnosti CO_2, pri čemu se stvara bijeli MgO i crne čestice ugljika:

b) Nalijte 1/4 epruvete s vodom i u vodu uvodite CO_2. Ispitajte otopinu na lakmus. Sada ovu otopinu zagrijte i pustite da provri. Poslije ovoga ispitajte opet otopinu na lakmus.



$$CO_2\ (g) + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3$$

c) U epruvetu stavite otopinu $Ca(OH)_2$ i uvodite struju CO_2. Stvara se bijeli talog. Nastavite dalje s uvođenjem CO_2, dok se stvoreni talog ne otopi:



$$Ca^{2+} + 2\ OH^{-} + CO_2\ (g) \leftrightarrows CaCO_3\ (s) + H_2O$$
$$CaCO_3\ (s) + H_2O + CO_2\ (g) \leftrightarrows Ca^{2+} + 2\ HCO_3^{-}$$

d) Dobivenu otopinu razdijelite u dvije epruvete. Jednu epruvetu s otopinom zagrijavajte a u drugu dodajte $Ca(OH)_2$. U oba slučaja se stvara talog.

e) U jednu epruvetu stavite malo Na_2CO_3, a u drugu K_2CO_3 a u treću epruvetu $(NH_4)_2CO_3$. U sve tri epruvete dodajte razrijeđenu HCl.

13. SKUPINA

Ovoj skupini pripadaju slijedeći elementi: Bor (B), kristalizirani crveno-sive i amorfni smeđe boje; Aluminij (Al),sivo-bijeli, lagani i rastezljivi metal; Galij (Ga), sivi, tvrdi, krti metal; Indij (In), sivo-bijeli, meki metal; Talij (Ta), plavkasto-sivi, meki metal.

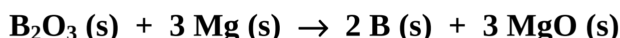
Na osnovu elektronske konfiguracije ovih spojeva (ns^2np) elementi treće skupine mogu, u principu, praviti spojeve stupnja oksidacije +1 i +3. Zbog porasta metalnog karaktera od bora prema taliju, opada kiseli odnosno raste bazični karakter oksida i hidroksida. Hidroksidi imaju amfoterni karakter s porastom bazičnosti od aluminija prema taliju.

Ionizacijski potencijal prema očekivanju opada u skupini prema dolje (osim galija i talija). Kod galija ova iznimka može se objasniti prisustvom prve serije prijelaznih elemenata, a kod talija kontrakcijom volumena atoma uzrokovanog lantanidima (smanjenjem volumena atoma rastu privlačne sile između jezgre i elektrona).

Koeficijenti elektronegativnosti imaju malene vrijednosti, što znači da u ovoj skupini ne možemo očekivati spojeve u kojima će elementi 13. skupine imati negativan stupanj oksidacije.
Podaci za redukcijski potencijal pokazuju da aluminij, galij, te indij relativno lako prelaze iz elementarnog stanja u odgovarajuće 3+ ione.

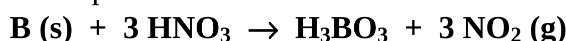
BOR

Elementarni bor vrlo se teško dobiva. Može se dobiti iz boraksa ako se on prevede u ortoboratnu kiselinu, a ova u B_2O_3 kojeg se poslije redukcijom s elementarnim natrijem ili magnezijem prevede u elementarni bor:



$$B_2O_3\ (s) + 3\ Mg\ (s) \rightarrow 2\ B\ (s) + 3\ MgO\ (s)$$

Amorfni bor, za razliku od kristalnog, dosta je reaktivan. Vrlo je jako redukcijsko sredstvo. S koncentriranom dušičnom ili sumpornom kiselinom oksidira se do ORTOBORNE KISELINE:



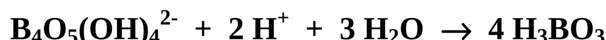
$$B\ (s) + 3\ HNO_3 \rightarrow H_3BO_3 + 3\ NO_2\ (g)$$

Borov(III) oksid, B_2O_3, nastaje izgaranjem amorfnog bora sa zrakom. Ortoborna kiselina, H_3BO_3, nastaje hidratacijom borova(III) oksida:



$$B_2O_3\ (s) + 3\ H_2O \rightarrow 2\ H_3BO_3$$

Međutim, najveće količine ove kiseline dobivaju se zakiseljavanjem (s HCl ili H_2SO_4) vruće koncentrirane otopine boraksa:



$$B_4O_5(OH)_4^{2-} + 2\ H^+ + 3\ H_2O \rightarrow 4\ H_3BO_3$$

Hlađenjem vruće otopine iskristalizira H_3BO_3. Zagrijavanjem ortoborna kiselina gubi vodu i prelazi u metabornu kiselinu, HBO_2, a tek jačim ili duljim zagrijavanjem prelazi u B_2O_3:



$$2\ H_3BO_3 \overset{-2H_2O}{\leftrightarrows} 2\ HBO_2 \overset{-H_2O}{\leftrightarrows} B_2O_3\ (s)$$

Ova dehidratacija praćena je kondenzacijom, pa je prema tome metaborna kiselina visoko polimerizirani spoj. U vodenim otopinama ortoborna kiselina vrlo je slaba kiselina:



$$\mathbf{H_3BO_3 \leftrightarrows H^+ + H_2BO_3^- \quad \mathit{K}_1 = 6\times10^{-10}\ mol/dm^3}$$

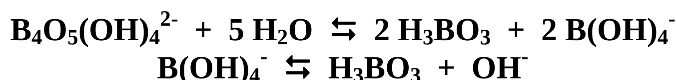
Pored normalnog aniona $H_2BO_3^-$ u otopini postoji i jače hidratizirani oblik ovog iona, $B(OH)_4^-$



$$\mathbf{H_2BO_3^- + H_2O \rightarrow B(OH)_4^-}$$

što znači da atom bora može praviti četiri tetraedarske sp^3 - hibridne veze, s četiri atoma kisika. Potpuno analogno ponaša se otopina ortoborne kiseline i u prisustvu poli-hidroksi spojeva kakvi su npr. glicerol i manitol. Naime, dodatkom ovih alkohola vodenoj otopini H_3BO_3 povećava se kiselost ove dosta slabe kiseline.

Ortoborati tipa MBO_3 postoje samo u kristalnom stanju jer ion BO_3^{3-} u vodenim otopinama potpuno hidrolizira.
Pored borata koji se odvode od odgovarajućih kiselina, poznati su i kompleksni borati. Najvažniji od ovih borata je boraks, $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \times 8\ H_2O$. Na suhom zraku gubi vodu i postaje mutan, dok pri temperaturi 353 K gubi jedan dio, a pri 623 K gubi svu vodu i prelazi u bezvodni $(Na_2B_4O_7)_n$.
Vodena otopina boraksa reagira lužnato što se može objasniti hidrolizom:



$$\mathbf{B_4O_5(OH)_4^{2-} + 5\ H_2O \leftrightarrows 2\ H_3BO_3 + 2\ B(OH)_4^-}$$
$$\mathbf{B(OH)_4^- \leftrightarrows H_3BO_3 + OH^-}$$

Hidroliza se povećava razrjeđenjem.

Perborati su aditivni spojevi borata i vodik-peroksida u kojima je jedna molekula H_2O zamijenjena molekulom H_2O_2. Tako dodatkom H_2O_2 konc. otopini boraksa nastaje perboraks, $Na_2B_4O_5(OH)_4 \times 7\ H_2O \times H_2O_2$. Otopine perborata pokazuju osobine H_2O_2 i blago lužnatu rekciju borata.

EKSPERIMENT 64. Borne kiseline i njihove soli

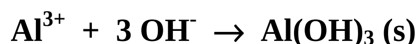
a) 1 g borne kiseline otopite u odmjernoj tikvici od 100 mL i nadopunite vodom do oznake, te ispitajte otopinu pH-metrom. Zatim dodajte malo glicerola i pratite pH smjese. Napravite zaključak o jakosti borne kiseline prije i poslije dodatka glicerola.

b)

b) U porculansku zdjelicu stavite malo borne kiseline, dodajte malo etilnog alkohola i zapalite. Promatrajte zelenu boju plamena kojom gori nastali ester borne kiseline.

ALUMINIJ

Zagrijavanjem na zraku aluminij izgara u Al_2O_3 pri čemu se oslobađa ogromna količina energije, što ukazuje na stabilnost veze Al - O.
Aluminijev hidroksid može se dobiti taloženjem iz odgovarajućih soli:



$$Al^{3+} + 3\ OH^- \rightarrow Al(OH)_3\ (s)$$

Aluminijev hidroksid kemijski može reagirati na tri načina:
1. Kao kiselina, dajući aluminat ione kao $Al(OH)_4^-$, $Al(OH)_6^{3-}$, AlO_2^-:
Otapanjem $Al(OH)_3$ u lužinama nastaju aluminati koji su u vodenim otopinama hidratizirani:



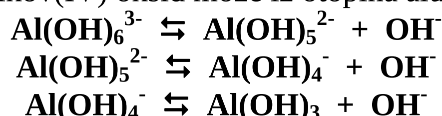
$$Al(OH)_3\ (s) + OH^- \rightarrow Al(OH)_4^-$$

ili



$$Al(OH)_3\ (s) + 3\ OH^- \rightarrow Al(OH)_6^{3-}$$

Kako je $Al(OH)_3$ vrlo slaba kiselina, to su aluminati u vodenim otopinama kao jake konjugirane baze hidrolizirani, pa čak i ugljikov(IV) oksid može iz otopina aluminata istaložiti $Al(OH)_3$:



$$Al(OH)_6^{3-} \leftrightarrows Al(OH)_5^{2-} + OH^-$$
$$Al(OH)_5^{2-} \leftrightarrows Al(OH)_4^- + OH^-$$
$$Al(OH)_4^- \leftrightarrows Al(OH)_3 + OH^-$$

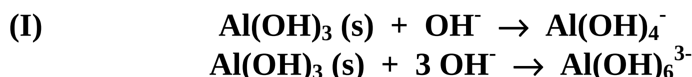
Uvođenjem CO_2 u otopine aluminata neutraliziraju se OH^- ioni, čime se ravnoteža u spomenutim jednadžbama pomiče udesno.
2. Kao baza, dajući ionizirane soli kao nitrat i sulfat.
Otapanjem $Al(OH)_3$ u kiselinama nastaju aluminijeve soli:



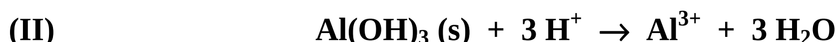
$$Al(OH)_3\ (s) + 3\ H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3\ H_2O$$

Kako je $Al(OH)_3$ slaba baza, ne mogu se ovom reakcijom dobiti aluminijeve soli slabih kiselina jer takve soli u vodenim otopinama momentalno hidroliziraju. Tako se ne mogu dobiti aluminijev karbonat, nitrit, cijanid, pa ni acetat iz vodenih otopina.
3. Može praviti kovalentne spojeve u kojima su OH - skupine zamijenjene drugim atomima kao $AlBr_3$ i AlI_3.

EKSPERIMENT 65. Aluminijev(III) hidroksid
Otopini aluminijeva sulfata dodajte, kap po kap, otopine NaOH do nastajanja bijelog želatinoznog taloga, $Al(OH)_3$. Talog razdijelite u dvije epruvete. U jednu epruvetu taloga dodajte razrijeđene HCl, a u drugu epruvetu dodajte višak NaOH:



(I) $$Al(OH)_3\ (s) + OH^- \rightarrow Al(OH)_4^-$$
$$Al(OH)_3\ (s) + 3\ OH^- \rightarrow Al(OH)_6^{3-}$$



(II) $$Al(OH)_3\ (s) + 3\ H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3\ H_2O$$

PRIJELAZNI ELEMENTI

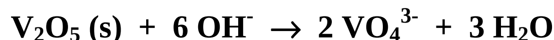
Prijelaznim nazivamo one elemente koji se nalaze između 2. i 13. skupine. Dok se glavni elementi (elementi glavnih skupina) razlikuju po broju elektrona u posljednjem kvantnom stanju, prijelazni elementi razlikuju se po broju elektrona u pretposljednjem kvantnom stanju.
Zbog velike stabilnosti elemenata s do pola i do kraja popunjemin orbitalama, ovdje se pojavljuju neke anomalije u smještaju elektrona. Tako, osim par iznimaka, svi prijelazni elementi imaju u posljednjem kvantnom stanju po dva elektrona. Iznimke su npr. krom i bakar. Naime, ova dva elementa jedan 4s-elektron prebacuju u odgovarajuću 3d-orbitalu i na taj način 3d-orbitale popunjavaju do pola (krom), odnosno do kraja (bakar).
Prijelazni elementi pokazuju veliku međusobnu sličnost. Ova sličnost tumači se time što elektroni unutarnjih kvantnih stanja nemaju velikog utjecaja na kemijsko ponašanje pojedinog elementa, tako da razlike između pojedinih skupina nisu naročito izrazite kao kod elemenata glavnih skupina. Kako je već spomenuto, prijelazni elementi imaju u posljednjem kvantnom stanju po dva elektrona (ns^2). Zbog tih elektrona većina prijelaznih elemenata pravi spojeve sa stupnjem oksidacije +2, što je sličnost kakva se ne nalazi kod elemenata glavnih skupina. Svi prijelazni elementi su metali, većinom obojeni i rade spojeve pretežno kovalentnog karaktera.

Karakteristika ovih elemenata je i težnja da rade kompleksne spojeve.
Promatranjem porasta broja elektrona polazeći od lijeva na desno u jednoj periodi može se zapaziti progresivan porast maksimalnog stupnja oksidacije. Npr. u četvrtoj periodi, maksimalni stupanj oksidacije raste od +3 (Sc) do +7 (Mn). U istom smislu raste i broj nesparenih elektrona u d-orbitalama. Pošto prijelazni elementi mogu u svojim spojevima angažirati bilo koji broj raspoloživih nesparenih d-elektrona, to oni mogu imati stabilne spojeve i s parnim i s neparnim stupnjevima oksidacije.
Općeniti stav koji se može zauzeti po pitanju mnogobrojnih stupnjeva oksidacije prijelaznih elemenata je taj da je maksimalni stupanj oksidacije jednak broju skupine kojoj dotični element pripada. Porast kiselosti i sklonost ka hidrolizi kod spojeva ovih elemenata raste s porastom stupnja oksidacije, a također i s porastom atomske mase. Teži prijelazni elementi pokazuju veću stabilnost kod viših stupnjeva oksidacije nego kod nižih. Tako se Mn_2O_7 razlaže pri 273 K, Tc_2O_7 tali pri 392.5 K a Re_2O_7 pri 493 K (te sublimira bez gubitka kisika).

VANADIJ

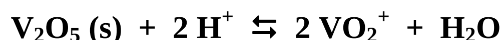
Vanadij pravi spojeve u kojima ima stupanj oksidacije: +2, +3, +4 i +5. Svi ovi spojevi karakteristično su obojeni, a oni nižih stupnjeva oksidacije redukcijska su sredstva.

Vanadijev(V) oksid, V_2O_5, nesumnjivo je najvažniji spoj vanadija jer može poslužiti za dobivanje spojeva ostalih stupnjeva oksidacije. V_2O_5 ima amfoteran karakter. Otapanjem u lužinama nastaju ORTO-VANADATI:



$$\mathbf{V_2O_5\,(s) + 6\,OH^- \rightarrow 2\,VO_4^{3-} + 3\,H_2O}$$

Otapanjem V_2O_5 u kiselinama, nastaje VANADAN ion, VO_2^+:



$$\mathbf{V_2O_5\,(s) + 2\,H^+ \leftrightarrows 2\,VO_2^+ + H_2O}$$

Na ovaj način nastaju vanadan soli u vodenim otopinama, ali one još do danas nisu izolirane.

Redukcijom vanadan iona sa slabim redukcijskim sredstvom (I^-, Fe^{2+}, H_2S, SO_2) nastaje plavi VANADIL ion:



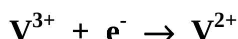
$$VO_2^+ + 2H^+ + e^- \rightarrow VO^{2+} + H_2O$$

S jačim redukcijskim sredstvom (Sn, Ti^{3+}) redukcija ide do zelenog V^{3+} iona:



$$VO^{2+} + 2\,H^+ + e^- \rightarrow V^{3+} + H_2O$$

a s jakim redukcijskim sredstvima kao što je elementarni cink, redukcija ide do ljubičastog V^{2+} iona:



$$V^{3+} + e^- \rightarrow V^{2+}$$

Redukcija vanadan iona može se izvršiti i odjednom sa cinkom, pri čemu se žuta boja otopine mijenja preko plave i zelene do ljubičaste.

EKSPERIMENT 66. Vanadijev(V) oksid
0,5 g V_2O_5 otopite uz zagrijavanje u 10 cm^3 NaOH (w = 25 %).
Dobijemo otopinu Na_3VO_4.

EKSPERIMENT 67. Vanadijev(V) oksid u kiselini
U epruvetu stavite 0,5 g V_2O_5, jako zakiselite s HCl i dodajte komadić Zn. Otopina se prvo oboji modro, zatim zeleno i konačno sivo-ljubičasto, jer nastaju soli vanadija stupnja oksidacije +4, +3 i +2:

KROM

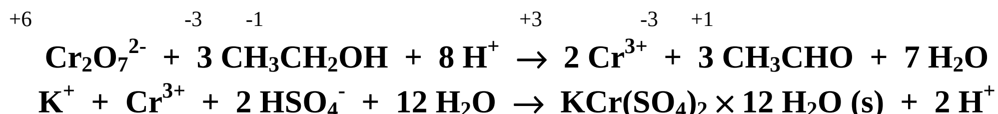
Laboratorijski se kromov(III) oksid dobiva termijskim razlaganjem amonijeva dikromata:



$$(\overset{-3}{N}H_4)_2\overset{+6}{Cr_2}O_7\,(s) \rightarrow \overset{+3}{Cr_2}O_3\,(s) + \overset{o}{N_2}\,(g) + 4\,H_2O$$

Cr_2O_3 je netopljiv, a ako je prethodno žaren ne otapa se ni u kiselinama ni u lužinama. Taljenjem s alkalijskim hidroksidima nastaju METAKROMITI, a ako se ovo taljenje vrši u prisutnosti oksidacijskih sredstava (KNO_3 ili O_2) nastaju umjesto zelenih kromita, žuti KROMATI.

Ako se prilikom dobivanja kromova sulfata (otopina kromova(III) hidroksida i sumporne kiseline) njegova kristalizacija vrši u prisustvu sulfata nekih drugih metala (K^+, Na^+, Rb^+) nastaju ljubičasti kristali KROM ALAUNA, opće formule $MCr(SO_4)_2$.



$$\overset{+6}{Cr_2}O_7^{2-} + 3\,\overset{-3}{C}H_3\overset{-1}{C}H_2OH + 8\,H^+ \rightarrow 2\,\overset{+3}{Cr^{3+}} + 3\,\overset{-3}{C}H_3\overset{+1}{C}HO + 7\,H_2O$$

$$K^+ + Cr^{3+} + 2\,HSO_4^- + 12\,H_2O \rightarrow KCr(SO_4)_2 \times 12\,H_2O\,(s) + 2\,H^+$$

EKSPERIMENT 68. Kalijev krom-alaun, $KCr(SO_4)_2{\times}12H_2O$
U čaši otopite 10 g $K_2Cr_2O_7$ u što manje destilirane vode (cca 40 cm^3). Dodajte oprezno uz hlađenje 8 cm^3 konc. H_2SO_4. Zatim, uz stalno miješanje, pomoću pipete dodajte, kap po kap, cca

5 cm^3 C_2H_5OH sve dok otopina ne postane ljubičasto-zelena. Ostavite otopinu preko noći da kristalizira. Izlučene kristale izdvojite filtracijom i osušite na filtar-papiru:

EKSPERIMENT 69. Zagrijavanje amonijeva dikromata

U porculansku zdjelicu stavite malo amonijeva dikromata. Na gornjem sloju soli držite upaljeno drvce dok ne počne reakcija termičkog razlaganja amonijeva dikromata.

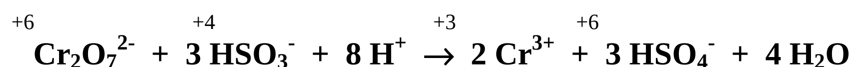
EKSPERIMENT 70. Dikromat ion kao oksidans

Otopini kalijeva dikromata dodajte razrijeđenu sumpornu kiselinu i otopinu natrijeva nitrita. Smjesu polako zagrijavajte. Promatrajte promjenu boje od narančaste ($Cr_2O_7^{2-}$) do zelene (Cr^{3+}).



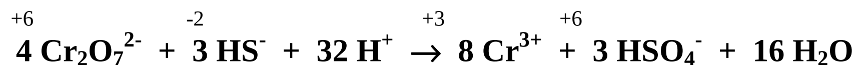
$$\mathbf{Cr_2O_7^{2-} + 3\,NO_2^- + 8H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,NO_3^- + 4\,H_2O}$$

a) Otopinu $K_2Cr_2O_7$ zakiselite sumpornom kiselinom i dodajte otopinu Na_2SO_3. Promatrajte promjenu boje:



$$\mathbf{\overset{+6}{Cr_2}O_7^{2-} + 3\,H\overset{+4}{S}O_3^- + 8\,H^+ \rightarrow 2\,\overset{+3}{Cr^{3+}} + 3\,H\overset{+6}{S}O_4^- + 4\,H_2O}$$

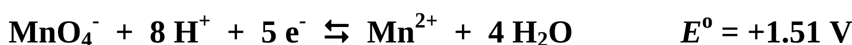
b) Otopini $K_2Cr_2O_7$ dodajte otopinu natrijeva sulfid



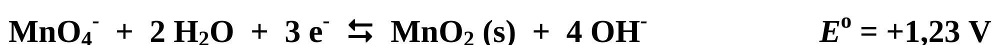
$$\mathbf{4\,\overset{+6}{Cr_2}O_7^{2-} + 3\,H\overset{-2}{S}^- + 32\,H^+ \rightarrow 8\,\overset{+3}{Cr^{3+}} + 3\,H\overset{+6}{S}O_4^- + 16\,H_2O}$$

MANGAN

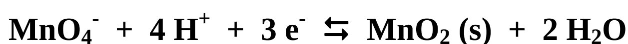
Permanganati, MnO_4^- su vrlo jaka oksidacijska sredstva i u razrijeđenim otopinama.
U kiselim otopinama permanganat ion, MnO_4^-, reducira se do Mn^{2+} iona. U neutralnim i slabo lužnatim otopinama redukcija permanganata iona ide do MnO_2. U jako lužnatim otopinama permanganat ion reducira se samo do manganata, MnO_4^{2-}.



$$\mathbf{MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \leftrightarrows Mn^{2+} + 4\,H_2O \qquad \mathit{E}^o = +1.51\ V}$$



$$\mathbf{MnO_4^- + 2\,H_2O + 3\,e^- \leftrightarrows MnO_2\,(s) + 4\,OH^- \qquad \mathit{E}^o = +1{,}23\ V}$$



$$\mathbf{MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \leftrightarrows MnO_2\,(s) + 2\,H_2O}$$



$$\mathbf{MnO_4^- + e^- \leftrightarrows MnO_4^{2-} \qquad \mathit{E}^o = +0{,}56\ V}$$

EKSPERIMENT 71. Redukcijsko svojstvo mangana(II) i oksidacijsko svojstvo permanganata.

a) U epruvetu stavite malo praškastog PbO_2 i dodajte par cm^3 konc. HNO_3 i par kapi otopine manganova(II) sulfata. Smjesu zagrijavajte do vrenja. Pustite da se talog slegne i promatrajte crveno ljubičastu boju otopine:

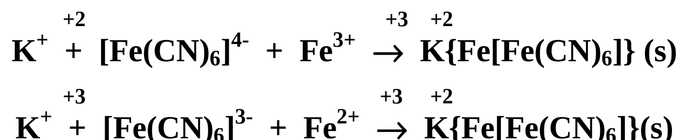


$$\mathbf{2\,Mn^{2+} + 5\,PbO_2\,(s) + 5\,HSO_4^- \rightarrow 5\,PbSO_4\,(s) + 2\,MnO_4^- + H^+ + 2\,H_2O}$$

a) Podjeli otopinu Na_2SO_3 na tri epruvete, prvu zakiseli, a treći zaluži. U sve tri dodaj par kapi $KMnO_4$, promatraj boje i napiši reakcije!

ŽELJEZO

Vodena otopina HEKSACIJANOFERAT(II) iona i HEKSACIJANOFERAT(III) iona služe kao vrlo osjetljivi reagensi za dokazivanje Fe^{3+} i Fe^{2+} iona. Zanimljivo je da u oba slučaja nastaje tamno modra koloidna otopina ili talog potpuno istog sastava i strukture.



$$\mathbf{K^+ + [\overset{+2}{Fe}(CN)_6]^{4-} + Fe^{3+} \rightarrow K\{\overset{+3}{Fe}[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]\}\ (s)}$$

$$\mathbf{K^+ + [\overset{+3}{Fe}(CN)_6]^{3-} + Fe^{2+} \rightarrow K\{\overset{+3}{Fe}[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]\}(s)}$$

Oba taloga nazivaju "topljivo BERLINSKO MODRILO". Racionalno ime ovog spoja bilo bi KALIJEV ŽELJEZOV(III) HEKSACIJANFERAT(II). Zbog praktičnosti danas je uobičajeno da se kopleksni ion $(Fe[Fe(CN)_6])^-$ naziva BERLINAT ion, pa bi onda spoju $KFe[Fe(CN)_6]$ pripadalo ime KALIJEV BERLINAT.

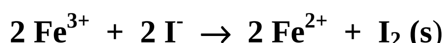
EKSPERIMENT 72. Oksidacijsko djelovanje Fe^{3+} iona

a) Otopini $FeCl_3$ dodajte otopinu (ili malo krutog) natrijeva sulfita i zagrijavajte:



$$\mathbf{2\ Fe^{3+} + H\overset{+4}{S}O_3^- + H_2O \rightarrow 2\ Fe^{2+} + H\overset{+6}{S}O_4^- + 2\ H^+}$$

b) Otopini $FeCl_3$ dodajte otopinu KJ. Objasnite promjenu boje.



$$\mathbf{2\ Fe^{3+} + 2\ I^- \rightarrow 2\ Fe^{2+} + I_2\ (s)}$$

c) Pripremite tri epruvete s otopinom $FeCl_3$.
U prvu epruvetu dodajte malo HCl i ostavite ovu epruvetu kao uzorak. Otopina je žuta zbog reakcije:



$$\mathbf{Fe^{3+} + H_2O \leftrightarrows FeOH^{2+} + H^+ \quad \text{(pomak ravnoteže dodatkom kiseline)}}$$

Drugu epruvetu zakiselite s konc. HCl. Boja se intenzivira zbog stvaranja kompleksa $FeCl_6^{3-}$:



$$\mathbf{Fe^{3+} + 6\ Cl^- \rightarrow FeCl_6^{3-}}$$

U treću epruvetu dodajte otopinu KSCN, nastaje intenzivno obojenje tamnocrvene boje, $Fe(SCN)_6^{3-}$. Dio te otopine odlijte u jednu epruvetu i dodajte HF. Tamnocrveno obojenje nestaje, jer nastaje stabilni kompleks FeF_6^{3-}:



$$\mathbf{Fe(SCN)_6^{3-} + 6\ HF \rightarrow FeF_6^{3-} + 6\ SCN^- + 6\ H^+}$$

U čistu, novu epruvetu ulijte dio intenzivno žute otopine koja potječe od $FeCl_6^{3-}$ iona i dodajte također HF. Opet dolazi do obezbojenja jer nastaje heksafluoroferat(III) ion, FeF_6^{3-}:



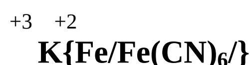
$$\mathbf{FeCl_6^{3-} + 6\ HF \rightarrow FeF_6^{3-} + 6\ Cl^- + 6\ H^+}$$

d) U epruvetu stavite malo otopine $FeCl_3$ i dodajte NH_4OH do mirisa na amonijak. Nastaje smeđi talog FeOOH (odnosno $Fe_2O_3 \times H_2O$):



$$\mathbf{Fe^{3+} + 3\,OH^- \rightarrow FeOOH\,(s) + H_2O}$$

EKSPERIMENT 73. Berlinsko modrilo - dokazivanje željeza
U jednu epruvetu stavite otopinu kalijeva heksacijanoferata(II) i dodajte otopinu $FeCl_3$ u odnosu molova 1:1. U drugu epruvetu dodajte otopinu kalijeva heksacijanoferata(III) i dodajte otopinu $FeSO_4$, također u odnosu molova 1:1. U oba slučaja nastaje isto koloidno otopljeno "topljivo berlinsko modrilo"

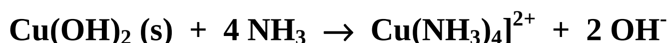


$$\mathbf{K\{\overset{+3}{Fe}/\overset{+2}{Fe}(CN)_6/\}}$$

Sada u prvu epruvetu dodajte višak otopine $FeCl_3$ a u drugu višak otopine $FeSO_4$. Nastaju modri talozi netopljivog "berlinskog modrila" odnosno Turnbull-ovo modrilo.

BAKAR

EKSPERIMENT 74. Kompleksi bakra
U dvije epruvete stavite otopinu $CuSO_4$. U jednu od epruveta dodajte otopinu sode, a u drugu otopinu amonijaka, do otapanja taloga koji se u početku stvorio ($Cu(OH)_2$).
U prvoj epruveti nastaje zeleni bazni karbonat bakra(II), $Cu_2(OH)_2CO_3$, a u drugoj otopina intenzivno modre boje. Ova reakcija služi za dokazivanje Cu^{2+}:



$$\mathbf{Cu(OH)_2\,(s) + 4\,NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\,OH^-}$$

EKSPERIMENT 75. Kompleksi bakra
Istaložite CuS na slijedeći način: otopini Cu^{2+} iona dodajte nekoliko kapi otopine Na_2S. Ispitajte topljivost CuS u kiselinama!

Ako otopite nastali crni talog u KCN nastaje kompleks kalijeva tetracijanokuprata(I) (NE RADITI):



$$\mathbf{Cu^{2+} + 2\,CN^- \rightarrow CuCN\,(s) + ½\,(CN)_2,}$$

u višku cijanida:



$$\mathbf{CuCN\,(s) + 3\,CN^- \rightarrow Cu(CN)_4^{3-}}$$

VJEŽBA BR: 7

EKSPERIMENT 76. Spojevi promjenjivog koordinacijskog broja: Kompleksi nikla

U kemiji nikla(II) susrećemo se s koordinacijom 4 i 6, s time da su najbrojniji oktaedarski i kvadratni kompleksi. Dok su oktaedarski kompleksi paramagnetični, kvadratni su dijamagnetični. Jedan od primjera oktaedarskih kompleksa je heksaaminniklov(II) klorid.
Heksaaminniklov(II) ion, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, stabilan je u vodenoj otopini samo u prisutnosti suviška amonijaka, dok bez suviška amonijaka u vodenoj otopini egzistiraju različite anionske vrste od kojih je najzastupljenija, $[Ni(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+}$.

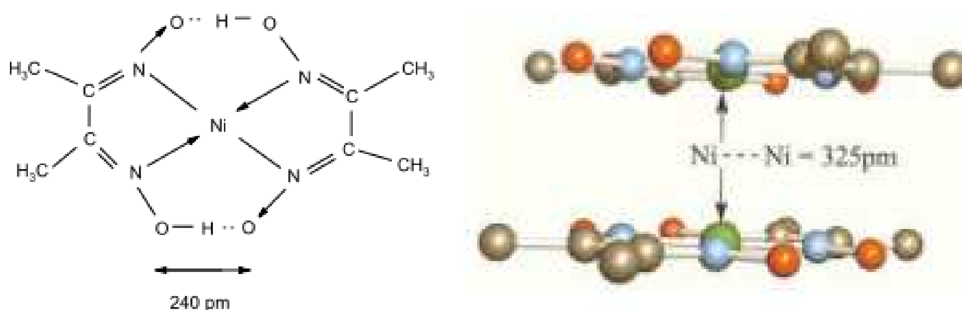
Od kvadratnih kompleksa nikla(II) kao interesantan primjer može se uzeti bis(dimetilglioksimato)nikal(II), $[Ni(dmg)_2]$, koji zbog svoje netopljivosti nalazi primjenu kod gravimetrijskog određivanja sadržaja nikla.



$Ni^{2+}(aq)$ + $CH_3C(=NOH)C(=NOH)CH_3(aq) \rightarrow [Ni(dmg)_2](s)$ + $2H^{+}(aq)$

To je poznata reakcija za određivanje nikla po Čugajevu.

Slaba topljivost dimetilglioksimatnog kompleksa nikla(II) posljedica je postojanja jake intermolekulske vodikove veze između molekula liganda, koje između ostalog igraju važnu ulogu u planarnosti kompleksa.



Udaljenost između iona Ni(II) je relativno kratka i iznosi 325 pm.

Kvadratni kompleksi nikla(II) pripadaju najstabilnijim kompleksnim spojevima ovog oksidacijskog stanja nikla. Imaju boje od crvene do žute, što pokazuje da su im spektralne linije u dugovalnom dijelu spektra. Također je poznato da neki kruti dijamagnetični kompleksi postaju paramagnetični u vodenim otopinama, a što se može objasniti ravnotežom između dijamagnetičnog kvadratnog i paramagnetičnog tetraedarskog oblika.

Tetraedarski kompleksi nikla(II) nisu brojni. Najbolje istraženi su kompleksi tipa NiL_2X_2 gdje je L, triarilfosfinski ligand, dok je X halogeni element, te kompleksni anioni poput $[NiCl_4]^{2-}$, $[NiBr_4]^{2-}$ i $[Ni(NCS)_4]^{2-}$.

BOJE, ENERGIJA I MEHANIZMI REAKCIJA KOMPLEKSA PRIJELAZNIH ELEMENATA

Kompleksni ion je ion metala na koji su vezane Lewis-ove baze koordinativnim kovalentnim vezama. Kompleks je spoj koji sadrži ili ione kompleksa okruženog ionima suprotnog naboja ili neutralne molekule.

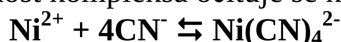
Ligandi su Lewis-ove baze vezane na centralni metalni atom u kompleksu.
Absorpcija vidljivog svjetla zbiva se kada je frekvencija fotona, **υ,** pomnožena s Plankovom konstantom, **h**, jednaka energetskoj razlici rascijepljenih d orbitala (Δ - energija cijepanja).

$$\Delta = h \times \upsilon$$

Kompleksi koji nemaju *d* elektrona ili imaju 10 *d* elektrona ne mogu absorbirati vidljivu svijetlost, oni su bezbojni. Različiti kompleksi mogu pokazivati različite boje i ako imaju isti središnji atom u istom oksidacijskom stanju. Primjer je nikal kojeg ćemo promatrati. Boja absorbiranog svjetla ovisi o energetskoj razlici, Δ; veći Δ absorbira se svijetlost veće energije: manji Δ absorbira se svijetlost manje energije. Povećanje broja čestica u otopini rezultira promjenom intenziteta boje otopine, ovisno o količini dodanih čestica.

Najveći broj kompleksnih spojeva nikla pripadaju stupnju oksidacije +2. Tu nalazimo komplekse s oktaedarskom, tetraedarskom i kvadratnom strukturom. Od njih su najstabilniji dijamagnetični kvadratni kompleksi.

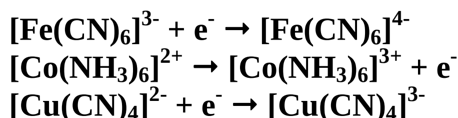
Stabilnost kompleksa očituje se konstantom ravnoteže nastajanja kompleksa, npr. za reakciju


$$Ni^{2+} + 4CN^{-} \leftrightarrows Ni(CN)_4^{2-}$$

konstanta nastajanja je oko 1×10^{30}

Općenito vrijedi da su stabilniji oni kompleksi u kojima centralni ion postiže konfiguraciju plemenitog plina.

Primjer su slijedeće reakcije primanja (Fe^{3+} i Cu^{2+}) ili otpuštanja (Co^{2+}) elektrona:

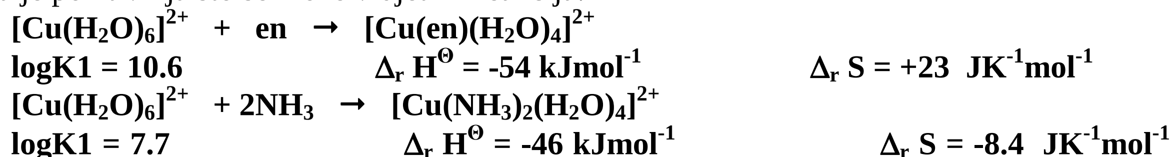

$$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^{-} \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$$
$$[Co(NH_3)_6]^{2+} \rightarrow [Co(NH_3)_6]^{3+} + e^{-}$$
$$[Cu(CN)_4]^{2-} + e^{-} \rightarrow [Cu(CN)_4]^{3-}$$

Na stabilnost kompleksnog iona utječe:

- **elektrostatski faktor** - što je ionski potencijal (omjer nabojnog broja i radijusa iona) veći jače je elektrostatsko privlačenje liganda
- **polarizacija iona** pridonosi kovalentnom karakteru veze, a time većoj stabilnosti kompleksa – moć centralnog atoma da polarizira ligand (elektron akceptorska moć) raste s gustoćom njegovog naboja. Presudno je zasjenjenje jezgre, zasjenjenje je to veće što su elektroni energetski bogatiji, pa povećani broj elektrona u e_g orbitalama smanjuje stabilnost oktaedarskih kompleksa. Sklonost liganda polarizaciji je to manja što je elektronegativnost njegovog donorskog atoma veća O < N < S < P < Se
- **energija stabiliziranja orbitale** – oslobađa se kada se povećava broj elektrona u t_{2g} orbitali oktaedarskih kompleksa uslijed povećanja Δ_o (visokospinski prelazi u niskospinski)
- **kelatni efekt** - stabilnost kompleksa znatno raste koordiniranjem s polidentatnim ligandima, tj. nastajanjem kelatnih kompleksa – tzv. kelatni efekt. Stabilnost kelatnog kompleksa uzrokovana je:
    - prstenastom strukturom iz koje su istisnute molekule otapala (vode)
    - postojanjem veze s centralnim atomom i ako biva istisnut molekulom otapala (vode) s jednog koordinacijskog mjesta

- potpunijom desolvatacijom (dehidratacijom) jer jedan jedini ligand istisne više molekula otapala (vode) čime raste broj čestica sustava, odnosno raste entropija sustava

Velika je i važna razlika u entropiji jednih i drugih kompleksa. Kelatni kompleksi rezultiraju povećanjem neovisnih molekula u otopini, što kod nekelatnih nije slučaj. Entropija kelatnih spojeva je pozitivnija što se može vidjeti iz reakcija:



$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ + en → $[Cu(en)(H_2O)_4]^{2+}$

logK1 = 10.6 $\Delta_r H^\Theta = -54\ kJmol^{-1}$ $\Delta_r S = +23\ JK^{-1}mol^{-1}$

$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ + $2NH_3$ → $[Cu(NH_3)_2(H_2O)_4]^{2+}$

logK1 = 7.7 $\Delta_r H^\Theta = -46\ kJmol^{-1}$ $\Delta_r S = -8.4\ JK^{-1}mol^{-1}$

Međutim reaktivnost kompleksnog spoja, tj. brzina zamjene njegovih liganada s drugim ligandima ne mora biti uvjetovana većom ili manjom stabilnošću kompleksnog spoja.

Reaktivnost i stabilnost vezani su za dva različita fenomena.

Stabilnost ovisi o razlici u energiji između reaktanata (centralnog metalnog iona i liganada) i produkta (kompleksa), dok reaktivnost (brzina zamjene liganada kompleksa s drugim ligandima) ovisi o energiji aktivacije, tj. energiji nastajanja aktiviranog kompleksa Zato komplekse prema reaktivnosti dijelimo na inertne i labilne (reaktivne), a u njihovoj reaktivnosti elektronska struktura kompleksa ima znatnu važnost.

Postoje dva osnovna mehanizma reakcije izmjene (supstitucije) liganada
- mehanizam disocijacije (S_N1):



$MY_6 \rightarrow MY_5 + Y$ **spora reakcija (I)** **unimolekulska reakcija**

$MY_5 + Z \rightarrow MY_5Z$ **brza reakcija (II)**

- mehanizam supstitucije (S_N2):



$MY_6 + Z \rightarrow [Z...MY_5...Y]$ **spora reakcija (I)** **bimolekulska reakcija**

$[Z...MY_5...Y] \rightarrow MY_5Z + Y$ **brza reakcija (II)**

U prvom mehanizmu, S_N1, glavni faktor je kidanje veze između metala i liganda, dok je u drugom glavni faktor stvaranje dodatne veze između metalnog iona i liganda. U slučaju S_N2 mehanizma ligand Z se može ugurati u koordinacijsku sferu samo ako metal ima slobodnu orbitalu dovoljno niske energije da primi elektrone koji daje Z. Kod S_N1 mehanizma u prijelaznom stanju mora nastati penta-koordinirani aktivirani kompleks, tj. oktaedarska simetrija prelazi u simetriju kvadratne piramide.

SPEKTROMETRIJSKI NIZ

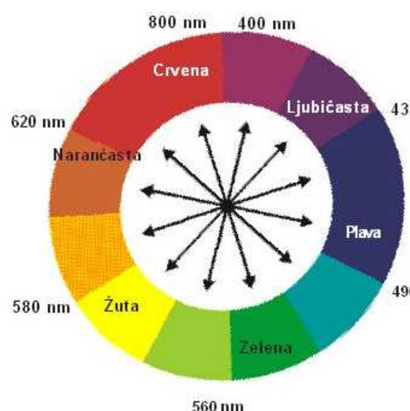
Slika prikazuje vidljivi spektar elektromagnetskog zračenja. Ono na što se obično misli kada se kaže "svjetlo" jest bijelo svjetlo. Ono što se obično percipira kao bijelo svjetlo nije homogeno – to je mješavina svih valnih dužina vidljivog spektra od 400 nm do 700 nm u približno jednakim omjerima.

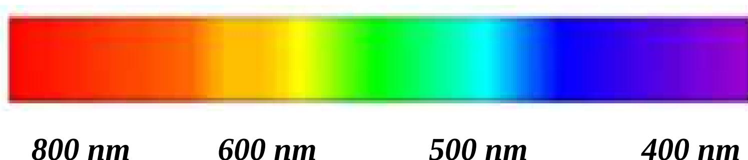
Padne li takvo svjetlo na komad bijela papira, on će reflektirati sve valne dužine, pa će i svjetlo što se od njega reflektiralo izgledati bijelo. Ako neki predmet apsorbira sve valne dužine, a ni jednu ne reflektira, izgledati će crn.

Apsorbira li neki predmet sve valne dužine, osim one koja predstavlja osjet crvene boje, te samo nju reflektira, takav će predmet izazvati u čovjekovim osjetilima osjet crvenog. Koje će valne dužine svjetla biti apsorbirane a koje reflektirane ovisi o molekularnoj strukturi materijala na koje svjetlo pada. Klasični spektar razlikuje sedam boja: crvenu, narančastu, žutu, zelenu, plavozelenu, plavu i ljubičastu.
Broj boja i njihovih nijansi u prirodi je neizmjeran, budući da veoma mala promjena valne dužine stvara novu i drukčiju boju.

ligandi slabog polja	**I^- < Br^- < SCN$^-$ ~ Cl^- < F^- < OH^- ~ ONO$^-$ < $C_2O_4^{2-}$ < H_2O < NCS$^-$ < $EDTA^{4-}$ < NH_3 ~ pyr ~ en < bipy<phen< CN^- ~ CO**	ligandi jakog polja

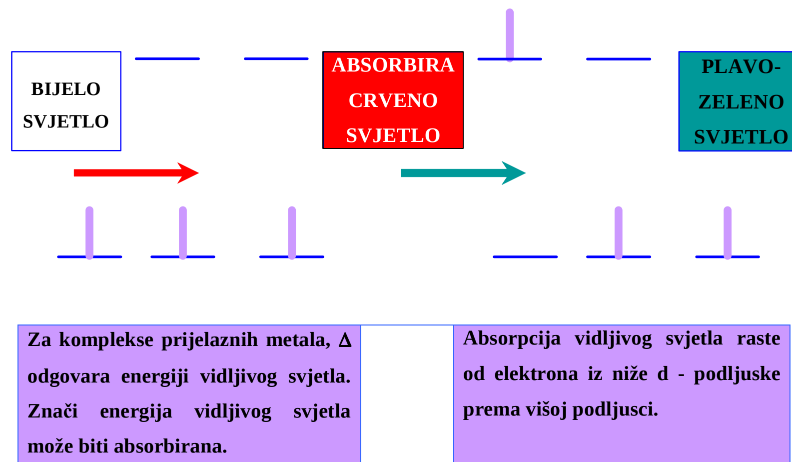
VALNA DULJINA APSORBIRANOG SVIJETLA U NM		PRIMIJEĆENA BOJA
400 (ljubičasta)	➪	**žuto zelena**
450 (plava)	➪	**narančasto žuta**
490 (plavo zelena)	➪	**crvena**
570 (žuto zelena)	➪	**purpurna crvena**
580 (žuta)	➪	**tamno plava**
600 (narančasta)	➪	**plava**
650 (crvena)	➪	**zelena**



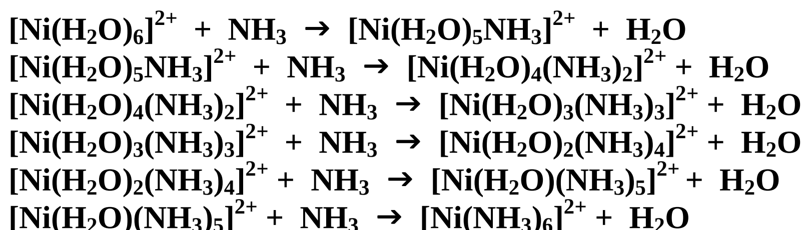


800 nm 600 nm 500 nm 400 nm

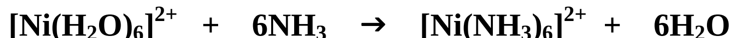
SKOK ELEKTRONA



Kao primjer promjene boja i absorpcije svjetla možemo uzeti nastanak heksaamin niklova(II) kationa, $Ni(NH_3)_6^{2+}$ iz heksaakva niklova(II) kationa, $Ni(H_2O)_6^{2+}$:



$[Ni(H_2O)_6]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(H_2O)_5NH_3]^{2+} + H_2O$
$[Ni(H_2O)_5NH_3]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(H_2O)_4(NH_3)_2]^{2+} + H_2O$
$[Ni(H_2O)_4(NH_3)_2]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(H_2O)_3(NH_3)_3]^{2+} + H_2O$
$[Ni(H_2O)_3(NH_3)_3]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+} + H_2O$
$[Ni(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(H_2O)(NH_3)_5]^{2+} + H_2O$
$[Ni(H_2O)(NH_3)_5]^{2+} + NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} + H_2O$



$[Ni(H_2O)_6]^{2+} + 6NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} + 6H_2O$

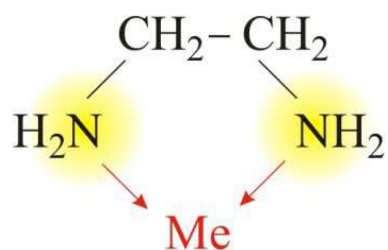


$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ zelene boje -------------- **$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ plave boje**

Za niklove komplekse koordinacijskog broja 4 važna je veličina molekule, odnosno radijus, pa se razmještaj radi kako bi kompleks imao maksimalnu stabilnost. Kompleksi s cijano skupinom, dioksimi i njihovi derivati formiraju kvadratne komplekse, koji su iznimke i mogu ih tvoriti samo elementi s d^8 elektronima.

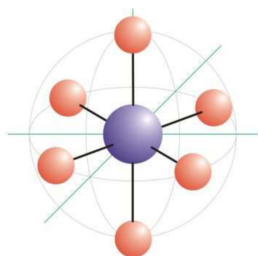
STRUKTURE NIKLOVIH KOMPLEKSA I KOMPLEKSI NIKLA S ETILENDIAMINOM

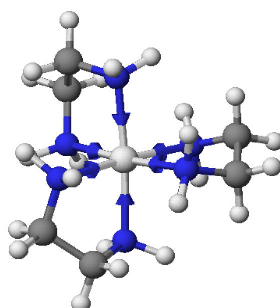
Bidentatni ili dvozubi ligandi (ili **kelatni ligandi** (chelate, kliješta, škare gr.)) imaju dva donorska atoma s nepodijeljenim elektronskim parovima koji se mogu vezati s dvije koordinacijske veze na centralni atom. To su pretežno organski ligandi. Stabilnost takvih kompleksa je veća od stabilnosti nekelatnih kompleksa.
Primjer bidentatnog liganda je etilendiamin. Jedna molekula etilendiamina formira dvije veze s metalnim ionom. Tako se na centralni atom s kordinacijskim brojem 4 vežu dvije molekule etilendiamina, a na onaj s koordinacijskim brojem 6 tri molekule.



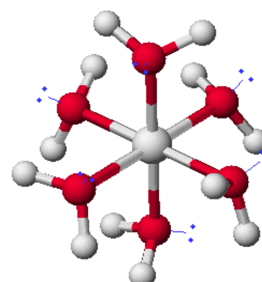
Etilendiamin

OKTAEDARSKI KOMPLEKSI



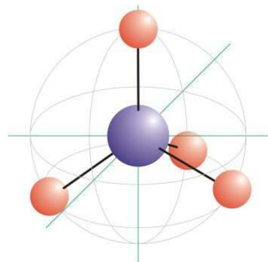


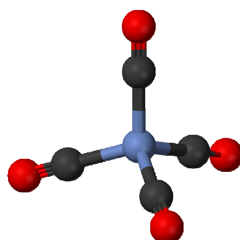
trietilendiaminniklov(II) kation, $Ni(en)_3^{2+}$



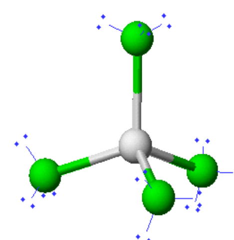
heksaakvaniklov(II) ion ($[Ni(H_2O)_6]^{2+}$)

TETRAEDARSKI KOMPLEKSI



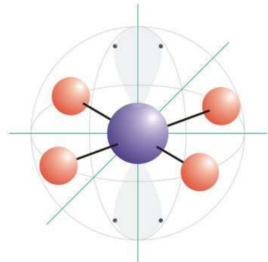


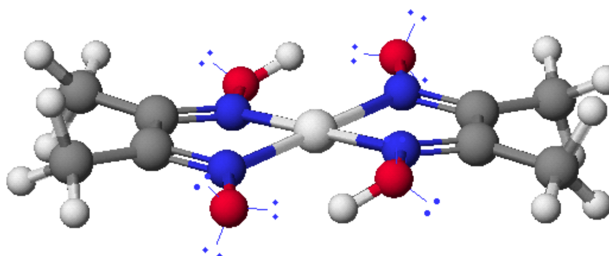
niklov tetrakarbonil ($Ni(CO)_4$), tetrakarbonilnikal(O)



tetrakloronikolat(II) ion ($[NiCl_4]^{2-}$),

KVADRATNI KOMPLEKSI





bis(dimetilglioksimato) niklov(II) kation

<u>PRVI DIO EKSPERIMENTA</u>

PRIBOR I KEMIKALIJE:

- 1 dm^3 otopine niklova sulfata 0.05 mol/dm^3
- četiri čaše od 250 cm^3
- 20 cm^3 otopine etilenediamina, (w = 25%)
- menzura od 50 cm^3
- menzura od 10 cm^3
- kapaljka i stakleni štapić

Napomena: *Etilenediamin je korozivna, otrovna i zapaljiva tekućina. Prilikom rada koristiti zaštitne naočale i rukavice.* ***Raditi u digestoru.***

POSTUPAK:
U četiri čaše od 100 cm^3 uliti po 50 cm^3 otopine niklova sulfata.
Prva čaša sadrži zelenu otopinu heksaakvaniklovog(II) kationa, $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$.
U drugu čašu sa niklom, dodati uz miješanje kap po kap 25% - tne otopine etilendiamina do plavo-zelene boje.
U treću čašu sa niklom, dodati uz miješanje kap po kap 25% - tne otopine etilendiamina do modre boje.
U četvrtu čašu sa niklom, dodati uz miješanje kap po kap 25% - tne otopine etilendiamina do ljubičaste boje.
Usporediti boje.
Prva čaša - zelena boja - osnovna otopina - $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$

U DRUGOM DIJELU EKSPERIMENTA pratit će te na računalu kratki film o nastajanju nekih niklovih kompleksa.
(**Cyber Chem** UCLA Maha Ashour-Abdala - Raymond Chang; A Multimedia program for General Chemistry; WBC McGraw - Hill)

Te iste komplekse će te prirediti i sami. U male čaše od 100 ml pripremite redom 20 ml otopina kako je dano u tablici.
Za prve četiri čaše uzmite otopine iz prethodnog dijela eksperimenta.
Za pripravu amonijeva kompleksa dodavati kapaljkom koncentrirani amonijak do konačne promjene boje.
Za pripravu dimetilglioksimato kompleksa oprezno dodati malu količini DMG, dobro promiješati i u kivetu staviti samo bistru otopinu.

U TREĆEM DIJELU EKSPERIMENTA dobivenim uzorcima ćemo odrediti absorbanciju pomoću spektrofotometra. Malu količinu uzorka prebacimo u odgovarajuće kivete sprektrofotometra. Paziti da nam kivete budu suhe i bez mjehurića. Mjerenjem ovisnosti apsorbancije i valne duljine dolazi se do zaključaka koju boju je apsorbirao uzorak. Ako pratimo promjenu valne duljine u vidljivom dijelu spektra (od 400 nm do 800 nm) doći ćemo do rezultata pri kojoj valnoj nam je maksimalna absorbancija uzorka. Na osnovu rezultata izvest ćemo zaključak o ovisnosti apsorbancije i rezultirajuće boje uzoraka.

Beerov zakon daje ovisnost između izmjerene apsorbancije (A) i veličine koja se određuje, koncentracije (c). Posljedica međudjelovanja fotona i čestica koje apsorbiraju jest smanjenje snage snopa s P_0 na P. Beerov zakon može se prikazati kao
$A = \log (P_0/P) = abc$
gdje je a konstanta proporcionalnosti (apsorpcijski koeficijent), a b duljina puta zračenja kroz uzorak (promjer kivete u spektrofotometru). Naziva se još i Beer-Lambertov zakon.

LITERATURA:

1. Filipović, S. Lipanovć, *Opća i anorganska kemija*, I i II dio, Školska knjiga, Zagreb, 1995.
2. L. R. Summerlin, C. L. Borgford, and J. B. Ealy, 1987, *Chemical Demonstrations: A Source Book for Teachers*, vol. 2, pp 73-74. Notes: Used in C106.

PERIODNI SUSTAV ELEMENATA

SKUPINA

PERIODA	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 1.0079 H VODIK																	2 4.0026 He HELIJ
2	3 6.941 Li LITIJ	4 9.0122 Be BERILIJ											5 10.811 B BOR	6 12.011 C UGLJIK	7 14.007 N DUŠIK	8 15.999 O KISIK	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NEON
3	11 22.990 Na NATRIJ	12 24.305 Mg MAGNEZIJ											13 26.982 Al ALUMINIJ	14 28.086 Si SILICIJ	15 30.974 P FOSFOR	16 32.065 S SUMPOR	17 35.453 Cl KLOR	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K KALIJ	20 40.078 Ca KALCIJ	21 44.956 Sc SKANDIJ	22 47.867 Ti TITANIJ	23 50.942 V VANADIJ	24 51.996 Cr KROM	25 54.938 Mn MANGAN	26 55.845 Fe ŽELJEZO	27 58.933 Co KOBALT	28 58.693 Ni NIKAL	29 63.546 Cu BAKAR	30 65.39 Zn CINK	31 69.723 Ga GALIJ	32 72.64 Ge GERMANIJ	33 74.922 As ARSEN	34 78.96 Se SELENIJ	35 79.904 Br BROM	36 83.80 Kr KRIPTON
5	37 85.468 Rb RUBIDIJ	38 87.62 Sr STRONCIJ	39 88.906 Y ITRIJ	40 91.224 Zr CIRKONIJ	41 92.906 Nb NIOBIJ	42 95.94 Mo MOLIBDEN	43 (98) Tc TEHNECIJ	44 101.07 Ru RUTENIJ	45 102.91 Rh RODIJ	46 106.42 Pd PALADIJ	47 107.87 Ag SREBRO	48 112.41 Cd KADMIJ	49 114.82 In INDIJ	50 118.71 Sn KOSITAR	51 121.76 Sb ANTIMON	52 127.60 Te TELURIJ	53 126.90 I JOD	54 131.29 Xe KSENON
6	55 132.91 Cs CEZIJ	56 137.33 Ba BARIJ	57-71 La-Lu Lantanoidi	72 178.49 Hf HAFNIJ	73 180.95 Ta TANTAL	74 183.84 W VOLFRAM	75 186.21 Re RENIJ	76 190.23 Os OSMIJ	77 192.22 Ir IRIDIJ	78 195.08 Pt PLATINA	79 196.97 Au ZLATO	80 200.59 Hg ŽIVA	81 204.38 Tl TALIJ	82 207.2 Pb OLOVO	83 208.98 Bi BIZMUT	84 (209) Po POLONIJ	85 (210) At ASTAT	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIJ	88 (226) Ra RADIJ	89-103 Ac-Lr Aktinoidi	104 (261) Rf RUTHERFORDIJ	105 (262) Db DUBNIJ	106 (266) Sg SEABORGIJ	107 (264) Bh BOHRIJ	108 (277) Hs HASSIJ	109 (268) Mt MEITNERIJ	110 (281) Uun UNUNNILIJ	111 (272) Uuu UNUNUNIJ	112 (285) Uub UNUNBIJ		114 (289) Uuq UNUNKVADIJ				

RELATIVNA ATOMSKA MASA (2)
SKUPINE IUPAC: 13 — SKUPINE CAS: IIIA
ATOMSKI BROJ: 5 — 10.811
SIMBOL: B
NAZIV ELEMENTA (1): BOR

Metali — Polumetali — Nemetali
Alkalijski metali — Halkogeni elementi
Zemnoalkalijski metali — Halogeni elementi
Prijelazni elementi — Plemeniti plinovi
Lantanoidi
Aktinodi

AGREGATNO STANJE (100 °C; 101 kPa)
Ne - plin; Fe - krutina; Ga - tekućina; Tc - sintetski

LANTANOIDI

57 138.91 La LANTAN	58 140.12 Ce CERIJ	59 140.91 Pr PRASEODIMIJ	60 144.24 Nd NEODIMIJ	61 (145) Pm PROMETIJ	62 150.36 Sm SAMARIJ	63 151.96 Eu EUROPIJ	64 157.25 Gd GADOLINIJ	65 158.93 Tb TERBIJ	66 162.50 Dy DISPROZIJ	67 164.93 Ho HOLMIJ	68 167.26 Er ERBIJ	69 168.93 Tm TULIJ	70 173.04 Yb ITERBIJ	71 174.97 Lu LUTECIJ

AKTINOIDI

89 (227) Ac AKTINIJ	90 232.04 Th TORIJ	91 231.04 Pa PROTAKTINIJ	92 238.03 U URANIJ	93 (237) Np NEPTUNIJ	94 (244) Pu PLUTONIJ	95 (243) Am AMERICIJ	96 (247) Cm KURIJ	97 (247) Bk BERKELIJ	98 (251) Cf KALIFORNIJ	99 (252) Es EINSTEINIJ	100 (257) Fm FERMIJ	101 (258) Md MENDELEVIJ	102 (259) No NOBELIJ	103 (262) Lr LAWRENCIJ

(1) Hrvatska nomenklatura anorganske kemije, ed. V. Simeon, Školska knjiga, Zagreb, 1996. Pure Appl. Chem., 69, 2471-2473 (1997) za imena elemenata od rednog broja 104 do 109.

(2) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001) Relativne atomske mase su zaokružene na pet značajnih znamenki. Za elemente koji nemaju stabilnih nuklida u zagradama je dan maseni broj najduže živućeg izotopa. Izuzetak su Th, Pa i U koji imaju karakterističan izotopski sastav u zemljinoj kori.